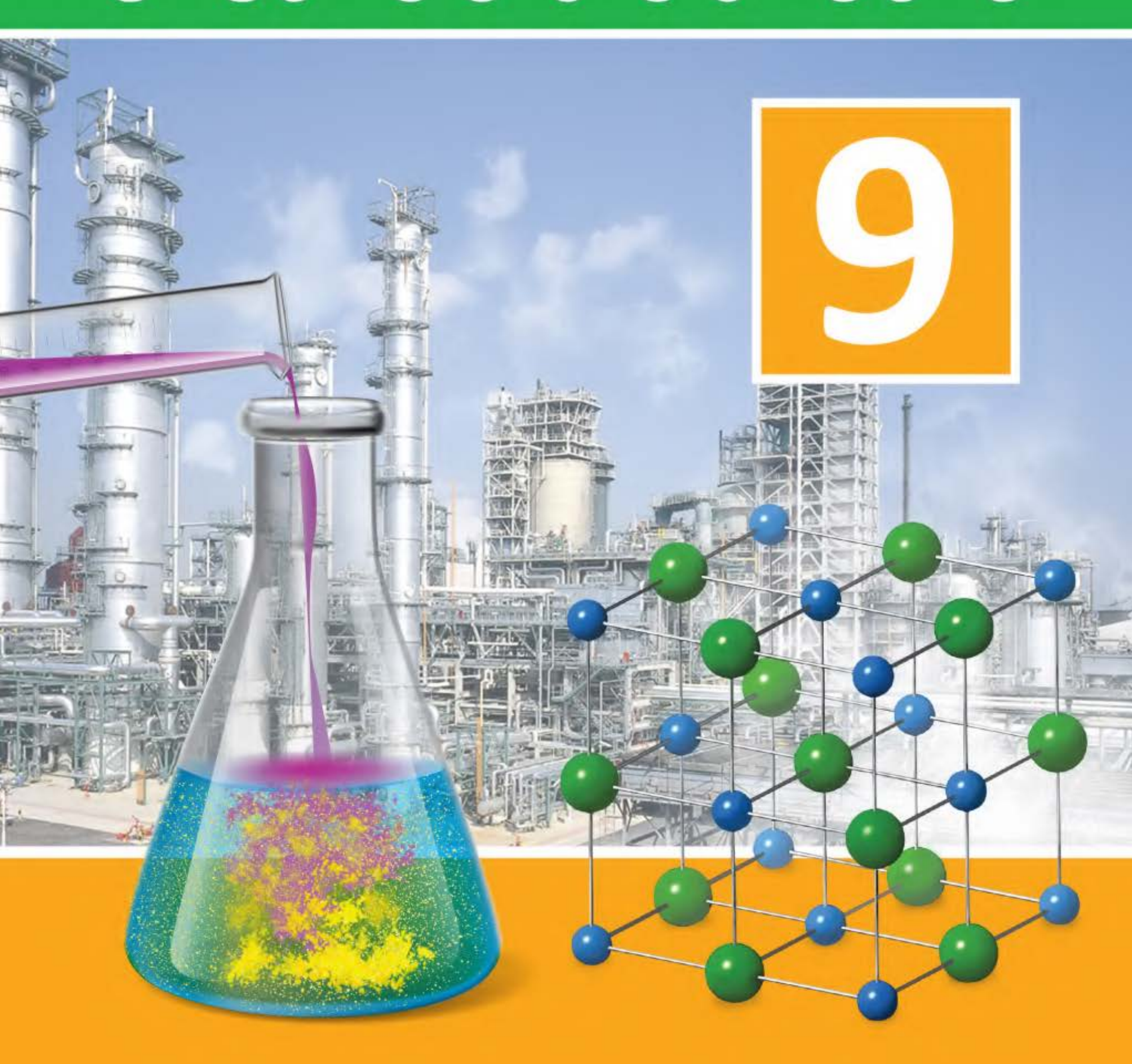
И. Е. Шиманович В. А. Красицкий
Е. И. Василевская О. И. Сечко

ХИМИЯ



Учебное пособие для 9 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

Допущено
Министерством образования
Республики Беларусь

Минск «Народная асвета» 2019

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Х46

Авторы:
И. Е. Шиманович, Е. И. Василевская, В. А. Красицкий, О. И. Сечко

Рецензенты:
Ученый совет государственного научного учреждения «Институт общей и неорганической химии Национальной академии наук Беларуси» (доктор химических наук, профессор, член-корреспондент Национальной академии наук Беларуси, директор института *А. И. Кулак*); учитель химии квалификационной категории «учитель-методист» государственного учреждения образования «Средняя школа № 1 г. Ляховичи» *С. В. Оберган*

ISBN 978-985-03-3103-8

Дорогие друзья!

Вы продолжаете свое путешествие по удивительной стране под названием **Химия.** Вы уже освоили основы языка этой науки, узнали о различных **химических веществах** и их свойствах, а главное, поняли, что химия — это наука о **химических превращениях** веществ, которая изучает самые разнообразные **химические процессы.**

В 8-м классе вы познакомились с периодическим законом — основой современной химии и всего естествознания, научились пользоваться периодической системой **химических элементов**. Эти знания вместе с представлениями о строении атомов, полученными при изучении курсов физики и химии, помогли вам понять, что такое **химическая связь**, как влияют состав и строение веществ на их свойства.

В этом учебном году вам предстоит дополнить и систематизировать свои знания об основных классах неорганических соединений — оксидах, кислотах, основаниях и солях. Первоначальные сведения об этих веществах вы получили в курсе химии 7-го и 8-го классов. Теперь вы более подробно рассмотрите классификацию этих веществ, их состав, свойства и практическое применение.

Вы узнаете много нового и интересного о том, что происходит при растворении веществ в воде и что такое электролитическая диссоциация. Вы поймете, какие вещества называются электролитами и чем они отличаются от неэлектролитов.

В курсе химии 9-го класса перед вами раскроется удивительный мир неорганических веществ. Вы познакомитесь с химией неметаллов и металлов, изучите физические и химические свойства простых веществ и важнейших соединений, а также их практическое применение. При этом вам предстоит познакомиться с особым классом соединений углерода — с органическими веществами. Вы узнаете об особенностях этих веществ и их роли в окружающем мире, в жизни и деятельности человека.

Все новые термины, понятия и определения, с которыми вы встретитесь в учебном пособии, специально обозначены и выделены, а выводы после каждого параграфа приведены на цветном фоне.

В учебном пособии приводятся многочисленные фотографии и рисунки, отображающие внешний вид веществ и материалов, различных объектов, а также схемы, показывающие суть химических превращений веществ и их практическое применение.

Материал обобщающего и систематизирующего характера представлен в виде таблиц. Числовые данные, приведенные в таблицах, носят справочный характер и, как правило, не предназначены для запоминания.

Кроме основного текста, в параграфах имеется рубрика «Интересно знать». В ней приводятся интересные факты из истории развития химии, о свойствах веществ и их использовании.

После каждого параграфа предлагаются вопросы, задания и расчетные задачи, предназначенные для самостоятельной работы. Выполнение этих заданий будет содействовать более качественному усвоению учебного материала. На все расчетные задачи в конце учебного пособия приведены ответы.

К ряду параграфов даны задания для подготовки к олимпиадам.

Изучение школьного курса химии предусматривает проведение лабораторных опытов и практических работ. Инструкции, необходимые для их выполнения, вы найдете в учебном пособии.

В книге есть предметный указатель, с помощью которого вы сможете быстро отыскать необходимую вам информацию.

В книге вы встретите следующие условные обозначения:

! — определения и правила;

? — вопросы и задания;

— интересно знать.

Дополнительную информацию к каждому параграфу вы можете найти, используя национальный образовательный портал, по ссылке http://e-vedy.adu.by («Электронные образовательные ресурсы» → «Химия» → → «Химия. 9 класс»). Зайти на сайт можно с помощью QR-кода .

Надеемся, что знания по химии, которые вы получите в этом учебном году, будут основой для успешного изучения химии и других естественных наук в старших классах. Эти знания пригодятся вам в повседневной жизни и в будущей трудовой деятельности.

Желаем успехов в изучении химии!

Авторы

Глава 1

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ 8 КЛАССА

H:H

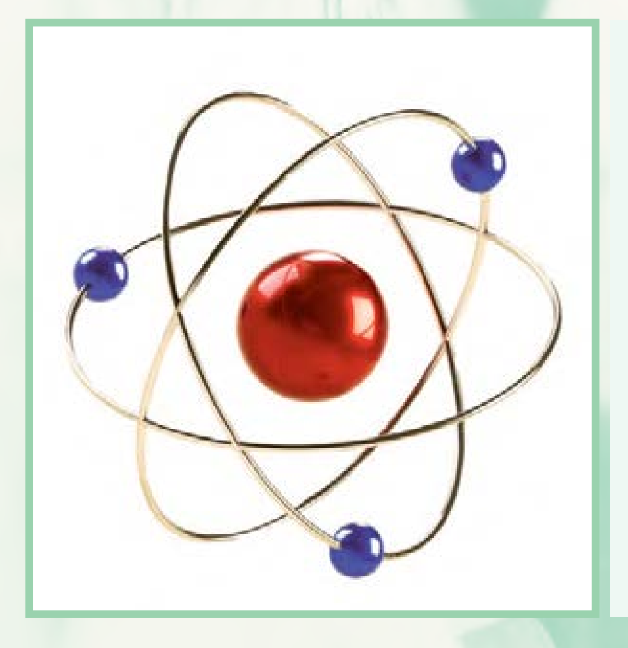
$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$CuO + H_2SO_4 = ? + ?$

P_2O_5

$CaCl_2$

$Al(OH)_3$



В этой главе вы вспомните все, что узнали за два года изучения химии: основные классы неорганических веществ, их физические и химические свойства, строение атомов химических элементов и периодический закон, основные типы химической связи и межмолекулярное взаимодействие

§ 1. Основные классы неорганических веществ

Все известные неорганические вещества можно разделить на группы, или классы соединений. Такое деление называется *классификацией*. Вещества одного и того же класса обладают схожими свойствами, или признаками. Наиболее простая классификация основана на различии веществ по их агрегатному состоянию — твердому, жидкому и газообразному. Однако она не является строгой, поскольку большинство веществ, в зависимости от условий (температуры и давления), могут находиться в каждом из этих состояний. Чаще всего неорганические вещества классифицируются **по составу, строению и химическим свойствам.**

Классификация веществ

Общая схема классификации неорганических веществ представлена на рисунке 1. Из схемы видно, что все неорганические вещества по числу химических элементов, входящих в их состав, делятся на две группы — простые и сложные. Вспомните, чем они отличаются друг от друга? Как вы уже знаете, к простым веществам относятся **металлы** и **неметаллы.**

Сложные неорганические вещества подразделяются по качественному составу и по химическим свойствам на несколько классов, важнейшими из которых являются: **оксиды, кислоты, основания** и **соли**. Все металлы, основания и соли относятся к веществам *немолекулярного* строения. Что касается неметаллов, оксидов и кислот, то среди них есть вещества как *немолекулярного*, так и *молекулярного* строения.

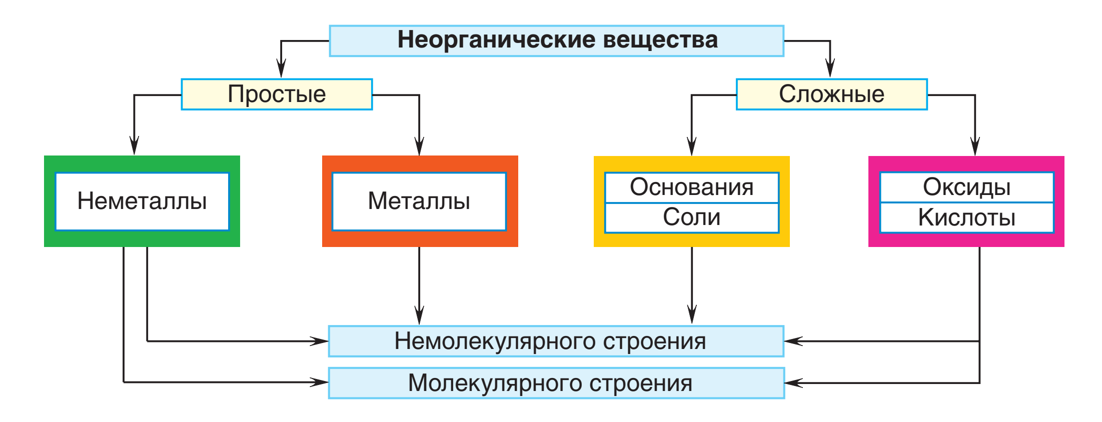


Рис. 1. Основные классы неорганических веществ

Рассмотрим более подробно важнейшие классы сложных неорганических веществ.

Оксиды

Оксиды — сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых кислород.

Степень окисления атомов кислорода в оксидах равна –2:

$$\overset{+1}{K_2}\overset{-2}{O},\ \overset{+2}{Ba}\overset{-2}{O},\ \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3},\ \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2},\ \overset{+5}{P_2}\overset{-2}{O_5},\ \overset{+6}{S}\overset{-2}{O_3},\ \overset{+7}{Cl_2}\overset{-2}{O_7},\ \overset{+8}{Os}\overset{-2}{O_4}.$$

Название оксида образуется из слова «оксид» и названия второго элемента в родительном падеже, например **CaO** — оксид кальция, SO_3 — оксид серы(VI). Если элемент может находиться в разных степенях окисления и образует несколько оксидов, в скобках указывается степень окисления этого элемента в данном оксиде.

По способности реагировать с кислотами и основаниями с образованием солей все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К солеобразующим относятся осно́вные, кислотные и амфотерные оксиды, принципиальное отличие между которыми заключается в их отношении к кислотам и щелочам.

Важнейшие химические свойства оксидов представлены в таблице 1.

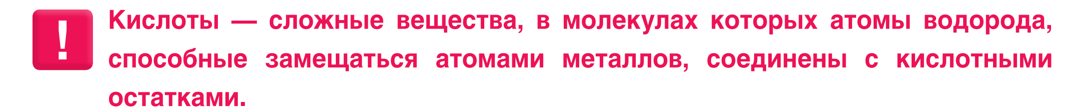
Таблица 1. **Важнейшие химические свойства оксидов**

Вещества, с которыми реагируют осно́вные оксиды	**Продукты реакций**	**Примеры**
Кислоты	Соли и вода	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$; $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
Кислотные оксиды	Соли	$Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3$; $MgO + SO_3 = MgSO_4$
Вода (реагирует с оксидами только щелочных и щёлочноземельных металлов)	Основания (щёлочи)	$K_2O + H_2O = 2KOH$; $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
Вещества, с которыми реагируют кислотные оксиды	**Продукты реакций**	**Примеры**
Щёлочи	Соли и вода	$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$; $P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$

Продолжение таблицы

Осно́вные оксиды	Соли	$SO_2 + K_2O = K_2SO_3$; $N_2O_5 + MgO = Mg(NO_3)_2$
Вода (реагирует со всеми кислотными оксидами, кроме SiO_2)	Кислородсодержащие кислоты	$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$; $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
Вещества, с которыми реагируют амфотерные оксиды	**Продукты реакций**	**Примеры**
Кислоты	Соли и вода	$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$; $Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$
Кислотные оксиды	Соли	$ZnO + SO_3 = ZnSO_4$; $Al_2O_3 + 3N_2O_5 = 2Al(NO_3)_3$
Расплавленные щёлочи	Соли условных кислот H_2ZnO_2, $HAlO_2$ и вода	$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$; $Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$
Осно́вные оксиды	Соли условных кислот H_2ZnO_2, $HAlO_2$	$ZnO + K_2O = K_2ZnO_2$; $Al_2O_3 + BaO = Ba(AlO_2)_2$

Кислоты



Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, соединены с кислотными остатками.

Число атомов водорода в формулах кислот называется их *осно́вностью*. В соответствии с этим HCl — **одно**осно́вная, H_2SO_4 — **двух**осно́вная, H_3PO_4 — **трех**осно́вная кислоты.

По составу неорганические кислоты делятся на *кислородсодержащие* (H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — фосфорная, HNO_3 — азотная) и *бескислородные* (HCl — хлороводородная, H_2S — сероводородная). Хлороводородную кислоту часто называют *соляной*.

Почти все кислоты — вещества молекулярного строения. Большинство кислот хорошо растворимы в воде. К нерастворимым относится, например, кремниевая кислота H_2SiO_3.

Важнейшие химические свойства кислот проявляются в их реакциях с металлами, осно́вными оксидами, основаниями и солями (табл. 2).

Таблица 2. **Важнейшие химические свойства кислот**

Вещества, с которыми реагируют кислоты	Продукты реакций	Примеры
Металлы, расположенные в ряду активности до водорода	Соли и водород	$H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow$; $6HCl + 2Al = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
Оснóвные оксиды	Соли и вода	$2HNO_3 + Na_2O = 2NaNO_3 + H_2O$; $2HBr + FeO = FeBr_2 + H_2O$
Основания	Соли и вода	$2H_3PO_4 + 3Mg(OH)_2 = Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$; $H_2S + 2KOH = K_2S + 2H_2O$
Соли	Новые соли и кислоты	$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$; $H_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2HNO_3$

Основания

! **Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп OH.**

Напомним, что группа OH одновалентна, а ее заряд равен 1–:

$$Na^{1+}(OH)^{1-};\ \ Mg^{2+}(OH)_2^{1-};\ \ Bi^{3+}(OH)_3^{1-}.$$

Названия оснований состоят из двух слов, первое из которых — это слово «гидроксид», а второе — русское название металла в родительном падеже, например:

NaOH — гидроксид натрия; $\mathbf{Zn(OH)_2}$ — гидроксид цинка.

Все основания — твердые вещества немолекулярного строения. Гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов, например **NaOH, KOH,** $\mathbf{Ca(OH)_2}$, $\mathbf{Ba(OH)_2}$, растворимы в воде и имеют общее название — **щёлочи.**

Важнейшие химические свойства оснований проявляются в их реакциях с кислотами, кислотными оксидами, солями, а также в их отношении к нагреванию (табл. 3, с. 10).

Таблица 3. **Важнейшие химические свойства оснований**

Вещества, с которыми реагируют основания	**Продукты реакций**	**Примеры**
Кислоты	Соли и вода	$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$; $Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$
Кислотные оксиды	Соли и вода	$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$; $Ca(OH)_2 + SO_3 = CaSO_4 + H_2O$
Соли	Новые соли и основания	$3NaOH + FeCl_3 = 3NaCl + Fe(OH)_3\downarrow$; $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaOH$

Малорастворимые и нерастворимые основания при нагревании разлагаются на соответствующий оксид металла и воду:

$$Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O\uparrow; \qquad 2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O\uparrow.$$

Соли

! Соли — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Название любой соли состоит из двух слов, первое из которых — название кислотного остатка в именительном падеже, а второе — название металла в родительном падеже:

$AlCl_3$ — хлорид алюминия; K_3PO_4 — фосфат калия;

$MgSO_4$ — сульфат магния; $Zn(NO_3)_2$ — нитрат цинка.

Если металл может находиться в разных степенях окисления и образует несколько солей, то в скобках указывается степень окисления атомов металла в данной соли, например $\overset{+2}{Fe}SO_4$ — сульфат железа(II), $\overset{+3}{Fe}_2(SO_4)_3$ — сульфат железа(III).

Все соли — твердые кристаллические вещества немолекулярного строения, большинство хорошо растворимы в воде.

Важнейшие химические свойства солей — их взаимодействие с металлами, кислотами, щелочами и другими солями (табл. 4).

Таблица 4. **Важнейшие химические свойства солей**

Вещества, с которыми реагируют соли	Продукты реакций	Примеры
Металлы	Новые металлы и соли	$CuSO_4 + Fe = Cu\downarrow + FeSO_4$; $3AgNO_3 + Al = 3Ag\downarrow + Al(NO_3)_3$
Кислоты	Новые соли и кислоты	$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$; $Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow$
Основания (щёлочи)	Новые основания и соли	$Fe(NO_3)_2 + 2KOH = Fe(OH)_2\downarrow + 2KNO_3$; $K_2CO_3 + Ba(OH)_2 = 2KOH + BaCO_3\downarrow$
Соли	Новые соли	$FeCl_3 + 3AgNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3AgCl\downarrow$; $ZnSO_4 + CaCl_2 = CaSO_4\downarrow + ZnCl_2$

Напоминаем, что для реакций солей с металлами справедливо правило: *более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из раствора соли менее активный металл, который располагается в этом ряду правее*. Соответственно, менее активный металл не может вытеснить более активный из раствора его соли:

$$Cu + FeSO_4 \rightarrow \textit{реакция не идет}.$$

Вопросы и задания

1. Чем различаются между собой: а) простые и сложные вещества; б) вещества молекулярного и немолекулярного строения? Приведите по три примера соответствующих веществ.
2. По каким признакам оксиды делятся на осно́вные, кислотные и амфотерные? Приведите по три примера оксидов каждого типа, назовите их.
3. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства осно́вных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида натрия с водой; б) оксида железа(II) с соляной кислотой; в) оксида лития с оксидом фосфора(V). Назовите образующиеся вещества.
4. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислотных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида азота(V) с водой; б) оксида углерода(IV) с гидроксидом лития; в) оксида серы(VI) с оксидом калия; г) оксида фосфора(V) с оксидом магния. Назовите образующиеся вещества.

5. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислот. Составьте уравнения реакций: а) серной кислоты с алюминием; б) соляной кислоты с оксидом стронция; в) фосфорной кислоты с карбонатом калия; г) сернистой кислоты с гидроксидом кальция. Назовите образующиеся вещества.

6. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства оснований. Составьте уравнения реакций: а) гидроксида меди(II) с азотной кислотой; б) гидроксида кальция с оксидом азота(V); в) гидроксида лития с сульфатом железа(III); г) термического разложения гидроксида хрома(III). Назовите образующиеся вещества.

7. Углекислый газ, образовавшийся при термическом разложении карбоната кальция массой 20 г, полностью прореагировал с гидроксидом лития. Найдите массу образовавшейся при этом соли.

8. Смесь порошков меди и цинка общей массой 19,4 г внесли в соляную кислоту (избыток). В результате реакции выделился газ объемом 4,48 $дм^3$ (н. у.). Рассчитайте массовую долю меди в исходной смеси.

Готовимся к олимпиадам

1. В результате взаимодействия солей А и В образовались две новые соли — фосфат кальция и хлорид калия. Масса соли А, у которой молярная масса меньше, чем у соли В, составляла 22,2 г. Рассчитайте массу прореагировавшей соли В.

2. Заполните пропуски и составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить все превращения:

а) $CuSO_4 \rightarrow$ **...** $\rightarrow CuO \rightarrow$ **...** $\rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow$ **...** $\rightarrow Cu$;

б) $P \rightarrow$ **...** $\rightarrow H_3PO_4 \rightarrow$ **...** $\rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$ **...** $\rightarrow Na_3PO_4$.

§ 2. Строение атома и периодический закон

Мы живем в мире веществ, из которых состоят все тела как природного, так и искусственного происхождения. Земля, океаны и моря, даже воздух, — все имеет вещественную основу. Число известных науке веществ близко к 150 млн и с каждым днем увеличивается на несколько тысяч.

Вам уже хорошо известно, что сами вещества состоят из различных **атомов** химических элементов — мельчайших, *химически неделимых* частиц, т. е. не исчезающих и не возникающих при химических реакциях. В течение многих веков атом считался элементарной, далее неделимой частицей. И только открытия, сделанные физиками на рубеже XIX — XX в., дали неоспоримые доказательства сложности строения атома. Английский ученый Э. Резерфорд в 1911 г. предложил модель строения

атома, получившую название *ядерной* (*планетарной*). Согласно этой модели атом состоит из **положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.** Практически вся масса атома заключена в ядре, диаметр которого примерно в 100 000 раз меньше диаметра всего атома. Современное физическое определение атома следующее.

! Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Позже было установлено, что ядро атома также имеет сложное строение. Оно состоит из протонов и нейтронов. Эти частицы имеют практически одинаковую массу, равную примерно 1 **u**, т. е. одной *атомной единице массы*. **Протон** (его символ **p**) имеет *относительный заряд* 1+, а **нейтрон** (символ **n**) — электронейтрален. Относительный заряд электрона (условное обозначение e^-) равен 1–, а масса примерно в 1840 раз меньше одной атомной единицы массы.

В таблице 5 приводятся основные характеристики частиц, входящих в состав атома.

Таблица 5. **Основные характеристики частиц, входящих в состав атома**

Частица	Символ	Относительная масса	Относительный заряд
Протон	p	1,007 ≈ 1 u	1+
Нейтрон	n	1,009 ≈ 1 u	0
Электрон	e^-	$\frac{1\ u}{1840}$	1–

Масса атома, выраженная в привычных для нас весовых единицах (г, кг), представляет ничтожную величину. Поэтому еще с начала XIX в. в химии применяют *относительные атомные массы*. Они показывают, во сколько раз масса одного атома данного элемента больше массы определенного эталона сравнения. Первоначально в качестве такого эталона использовалась масса атома водорода, затем — кислорода, углерода. В настоящее время массы атомов сравнивают с $\frac{1}{12}$ массы атома углерода. Она получила название **атомной единицы массы** (а. е. м.):

$$1\ \text{а. е. м.} = \frac{1}{12}\ m_а\ (\text{C}) = \frac{19{,}93 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}}{12} \approx 1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}.$$

Сравнивая массы атомов различных химических элементов с атомной единицей массы, получают значения **относительных атомных масс** этих элементов.

Помимо этой количественной характеристики элемента, в таблице периодической системы химических элементов приведены и цифровые значения **атомного** (порядкового) номера элемента. Это главная характеристика химического элемента, которая определяется *положительным зарядом* ядра его атома, т. е. *числом протонов*. Поскольку атом в целом электронейтрален, очевидно, что **число протонов в его ядре равно числу электронов:**

Атомный номер элемента	=	**Заряд ядра атома**	=	**Число протонов в ядре**	=	**Число электронов в атоме**

Таким образом, можно заключить, что **относительный заряд ядра атома является главной характеристикой элемента**, определяя его положение в периодической системе, а следовательно, все свойства атомов этого элемента и его соединений.

Массовое число атома. Нуклиды. Изотопы

Атомы одного и того же элемента могут иметь разные массы. Это объясняется тем, что в их ядрах с одним и тем же числом протонов может находиться *разное* число нейтронов. Общее число протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре называется **массовым числом атома** (A):

$$\mathbf{A = Z + N.}$$

Число нейтронов N в ядре атома любого элемента легко подсчитать по разности:

$$\mathbf{N = A - Z.}$$

Если слева от символа химического элемента индексами указать заряд ядра атома Z (*атомный номер элемента*) и его массовое число A — $^{A}_{Z}Э$, то такая запись будет обозначать **нуклид** данного элемента, например:

$$^{13}_{6}\mathrm{C},\ ^{40}_{19}\mathrm{K},\ ^{238}_{92}\mathrm{U}.$$

! **Нуклид — вид атомов с определенными значениями заряда ядра и массового числа.**

Большинство химических элементов в природе существуют в виде нескольких нуклидов. Нуклиды одного элемента называются **изотопами.**

Изотопы — это нуклиды, имеющие одинаковый заряд ядра, но различные массовые числа.

Например, $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$ — изотопы кислорода, а $^{32}_{16}S$, $^{35}_{16}S$ — изотопы серы.

Изотопы любого элемента занимают одно место в периодической системе, так как принадлежат одному и тому же элементу. Следовательно, можно дать более точное определение химического элемента.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Поскольку большинство химических элементов существуют в природе в виде смеси изотопов с собственным значением массового числа, то относительная атомная масса данного элемента является *усредненной величиной* относительных атомных масс его нуклидов.

Относительная атомная масса элемента — физическая величина, показывающая, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы атома нуклида ^{12}C.

Теперь понятно, почему относительная атомная масса большинства химических элементов не является целочисленной величиной.

Электронное строение атомов

В химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, а просто переходят из одних веществ в другие, т. е. перегруппировываются. При этом ядра атомов остаются неизменными, хотя химические свойства атомов одного и того же химического элемента сильно различаются в зависимости от того, в каком веществе они находятся.

Если состав ядер данного химического элемента не меняется при химических реакциях, то очевидно, что все изменения, происшедшие с данным атомом, являются результатом изменения его электронного строения.

Электрон в атоме находится в постоянном движении вокруг ядра. Поскольку у такого движения отсутствует определенная траектория, то для его описания используется своеобразная модель движения электрона вокруг ядра — **электронное облако** (рис. 2).

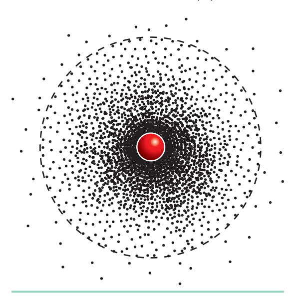


Рис. 2. Схема электронного облака

Электронное облако характеризует *вероятность* нахождения электрона в той или иной области околоядерного пространства, которое не имеет четких границ. Поэтому его обычно ограничивают условной поверхностью, которая охватывает примерно 90 % облака. Такую область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют **атомной орбиталью.**

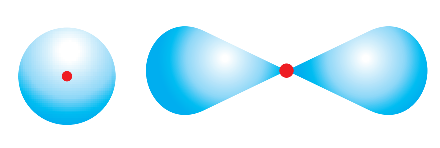


Рис. 3. Формы атомных орбиталей в многоэлектронном атоме

Орбитали, в зависимости от энергии электрона, имеют различные размеры и формы (рис. 3). Чем больше энергия электрона, тем дальше он находится от ядра и, следовательно, тем больше по размерам его орбиталь. На одной орбитали может находиться не более 2 электронов, а электроны, занимающие одну орбиталь, называются *спаренными*. Если на орбитали находится только один электрон, то его называют *неспаренным*.

Электронные оболочки атомов

Общее число электронов в атоме всегда равно заряду его ядра. Но электроны, обладая различной энергией, по-разному располагаются в атоме. Электроны с большей энергией находятся дальше от ядра, а электроны, обладающие меньшей энергией, движутся в основном вблизи ядра. Так образуются оболочки (слои) из электронов с близкими значениями энергий, которые так и называются — *электронные оболочки* (*электронные слои*).

Электронный слой — это совокупность электронов с близкими значениями энергии.

Число электронов на каждом слое различно и в основном определяется их энергией. На первом электронном слое максимально может находиться 2 электрона. Графическое изображение распределения электронов по слоям называется **электронной схемой атома.** На рисунке 4 показаны электронные схемы атомов водорода и гелия.

У атомов элементов второго периода (от лития **Li** до неона **Ne**) появляется второй электронный слой, на котором размещается от одного до восьми электронов (см. рис. 4).

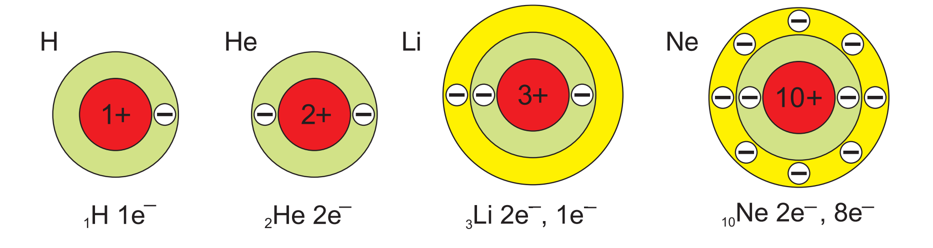


Рис. 4. Электронные схемы атомов: водорода, гелия, лития, неона

С натрия **Na** начинается заполнение т р е т ь е г о электронного слоя: от одного электрона у атома натрия до восьми у атома аргона **Ar** (рис. 5).

! В атоме любого элемента (кроме элементов первого периода — водорода и гелия) на внешнем электронном слое может находиться не более 8 электронов.

Внешний электронный слой, который содержит 8 электронов, называется *завершенным*. Поэтому у следующего за аргоном элемента калия **K** начинает заполняться ч е т в е р т ы й электронный слой:

$$_{19}\mathbf{K}\ \mathbf{2e^-,\ 8e^-,\ 8e^-,\ 1e^-}.$$

Калий является элементом четвертого периода. В ы в о д: *число электронных слоев в атоме любого элемента совпадает с номером периода, в котором он находится*. В этом заключается **физический смысл номера периода.**

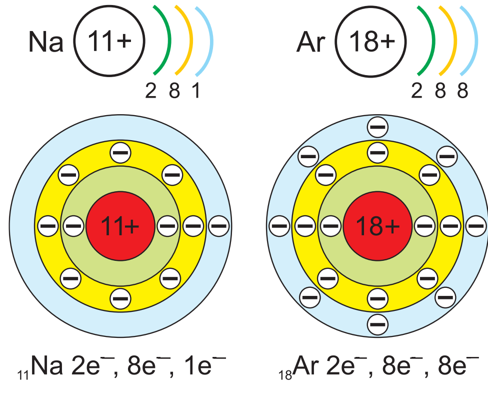


Рис. 5. Электронные схемы атомов натрия и аргона (вверху — упрощенный вид схем)

Электроны внешнего слоя связаны с ядром слабее, чем остальные, поэтому более подвижны. Они определяют *химические свойства* данного атома. Такие электроны называются **валентными.** У атомов элементов А-групп *число валентных электронов равно номеру группы*, обозначенному римской цифрой. Эта закономерность отражает **физический смысл номера А-группы.**

Таким образом, можно сделать главный вывод.

! Свойства атомов химических элементов каждой группы периодически повторяются потому, что периодически повторяется строение их внешних электронных слоев.

Именно в этом заключается **физический смысл периодического закона**. Современная формулировка периодического закона звучит так.

! Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Периодичность изменения свойств атомов химических элементов

Зная закономерности изменения электронного строения атомов, можно объяснить причины и характер изменения их свойств, а также физических и химических свойств образуемых ими простых и сложных веществ.

С точки зрения современной науки атом не имеет определенных границ, поэтому условно его форму считают шарообразной, а характеристикой его размера является **радиус атома.** Радиус атома в основном определяется зарядом его ядра, количеством электронных слоев и числом электронов на внешнем слое. У атомов элементов А-групп с увеличением атомного номера растет число электронных слоев и, следовательно, *увеличиваются радиусы атомов* (рис. 6). В периоде по мере увеличения ядер атомов элементов притяжение к ядру электронов, находящихся на одном и том же внешнем слое, усиливается. Происходит своеобразное «сжатие» атомов, и их *радиусы уменьшаются*.

Характер изменения радиусов атомов в группах и периодах определяет закономерности изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, точнее их простых веществ.

Усиление металлических свойств атомов элементов в группах с возрастанием атомного номера элемента связано, прежде всего, с увеличением радиусов их атомов, т. е. с ростом числа электронных слоев. Одновременно усиливаются *осно́вные свойства* оксидов и гидроксидов этих элементов.

В противоположность этому *неметаллические свойства* атомов элементов А-групп с увеличением зарядов их ядер *ослабевают*, так как растет число электронных слоев. *Кислотные свойства* оксидов и гидроксидов этих элементов также *ослабевают* (см. табл. 6, с. 20).

В малых периодах с ростом зарядов ядер атомов увеличивается и число электронов на внешнем слое. Они сильнее притягиваются к ядру, поэтому атомам все труднее отдавать электроны и легче присоединять их.

Периоды	Главные группы (А-группы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1							He 2
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Ga 21	Ge 22	As 23	Se 24	Br 25	Kr 26

Рис. 6. Изменение размеров атомов в периодах и группах периодической системы

Таблица 6. **Изменение различных характеристик атомов элементов IVA-группы**

Номер периода	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число электронных слоев	Число электронов на внешнем слое	Относительные размеры атомов	Металлические свойства	Неметаллические свойства	Кислотные свойства гидроксидов	Осно́вные свойства гидроксидов
1						Усиливаются ↓	Ослабевают ↓	Ослабевают ↓	Усиливаются ↓
2	C	6+	2	4	○				
3	Si	14+	3	4	○				
4	Ge	32+	4	4	○				
5	Sn	50+	5	4	○				
6	Pb	82+	6	4	○				

По этой причине в периоде у атомов химических элементов *ослабевают металлические* и *усиливаются неметаллические свойства*. Аналогично в периоде с ростом зарядов ядер атомов свойства оксидов и гидроксидов изменяются от осно́вных к кислотным (табл. 7).

Таблица 7. **Изменение различных характеристик атомов элементов III периода**

Номер группы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Число электронов на внешнем слое	1	2	3	4	5	6	7	8
Степень окисления в высших оксидах	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8

Продолжение таблицы

Относительные размеры атомов								
Металлические свойства	Ослабевают →							
Неметаллические свойства	Усиливаются →							
Кислотные свойства гидроксидов	Усиливаются →							
Осно́вные свойства гидроксидов	Ослабевают →							

? Вопросы и задания

1. Чему равны относительный заряд ядра и число электронов у атомов следующих элементов: Mg, Ni, Ag, Pb, Ra?
2. Определите атомный номер элемента, массовое число одного из нуклидов которого равно 26, а число нейтронов — 14.
3. Укажите состав атомных ядер изотопов: а) $^{24}_{12}Mg$; $^{25}_{12}Mg$; $^{27}_{12}Mg$; б) ^{16}O; ^{17}O;^{18}O.
4. Как современная атомная теория описывает состояние электрона в атоме?
5. Что является причиной периодичности свойств атомов химических элементов?
6. Составьте электронные схемы атомов азота, магния, алюминия, фосфора, аргона.
7. Как изменяются свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов в группах и периодах? Составьте их формулы для элементов IVA-группы и третьего периода.
8. Напишите уравнения реакций высших оксидов калия, кальция, фосфора и углерода с водой.

§ 3. Химическая связь

Практически все изученные вами вещества представляют собой соединения, состоящие из атомов двух или более химических элементов. Исключение составляют одноатомные молекулы благородных газов — элементов VIIIA-группы. У атомов этих элементов на внешнем электронном слое находится максимально возможное число электронов — 2 у атома гелия **He** и по 8 у атомов остальных элементов. Такой

электронный слой называется **завершенным** и считается самым *устойчивым*. У атомов остальных элементов внешние электронные слои являются **незавершенными**, поэтому в процессе химического взаимодействия атомы стремятся их завершить, т. е. приобрести электронное строение атома ближайшего благородного газа. Отсюда можно сделать вывод, что *соединяться*, т. е. *связываться* между собой, атомам выгодно с точки зрения стремления к **максимально устойчивому состоянию**. Такое взаимодействие, т. е. соединение атомов между собой, называется *химической связью*.

! **Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, атомные кристаллы и др.).**

Из курса химии 8-го класса вам уже известно, что химическая связь имеет **электростатическую природу**, т. е. определяется лишь силами притяжения частиц с разноименными зарядами и силами отталкивания частиц с одинаковыми зарядами. При образовании химической связи всегда **выделяется** энергия. Это является необходимым условием образования любой химической связи:

$$\mathbf{A} + \mathbf{B} \rightarrow \mathbf{AB} + \text{энергия, например } \mathbf{H} + \mathbf{H} \rightarrow \mathbf{H_2} + 436 \text{ кДж/моль.}$$

В зависимости от способа достижения атомами устойчивого электронного состояния различают три типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую.

Ковалентная связь

Ковалентная связь обычно возникает между атомами неметаллов, у которых на внешнем электронном слое находится от 4 до 7 электронов. Следовательно, до завершения этого слоя им не хватает немного электронов (1, 2, 3...). При сближении атомов электронные облака проникают друг в друга и перекрываются так, что между ядрами возникает область повышенного электронного заряда, которая так и называется — **область повышенной электронной плотности** (рис. 7). Другими словами, возникает **общая электронная пара**, одновременно принадлежащая обоим атомам. Эта общая пара и представляет собой *ковалентную химическую связь*.

! **Ковалентная связь — это связь, возникающая в результате образования общих электронных пар между двумя атомами.**

При взаимодействии атомов одного и того же химического элемента общая электронная пара располагается симметрично между обоими

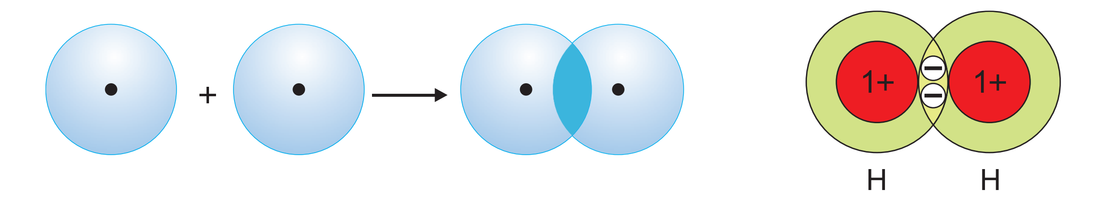


Рис. 7. Модель перекрывания электронных облаков двух атомов водорода

ядрами. Такая ковалентная связь называется **неполярной** (рис. 8). Она присуща молекулам простых веществ $\mathbf{H_2}$, $\mathbf{O_2}$, $\mathbf{N_2}$, $\mathbf{S_8}$, $\mathbf{P_4}$ и др. Молекулы с неполярными ковалентными связями называются **неполярными молекулами.**

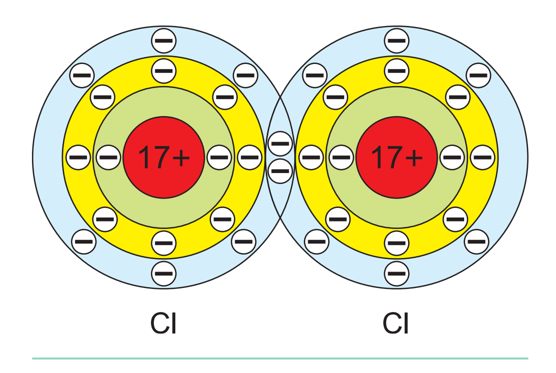


Рис. 8. Схема образования общей электронной пары в молекуле хлора

Взаимодействующие атомы могут иметь различные значения электроотрицательности (т. е. различную способность притягивать к себе общие электронные пары), например водород и хлор в молекуле **HCl**. В этом случае общая электронная пара смещается в сторону атома более электроотрицательного элемента, каким в данном случае является хлор:

$$\mathbf{H} \;\vdots\; :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathbf{Cl}}}: .$$

На его атоме возникает частичный (т. е. меньше 1) отрицательный заряд δ–, а на атоме водорода — частичный положительный заряд δ+. В результате образуются два полюса, а сама молекула становится **полярной** (или *диполем*):

$$\overset{\delta+}{\mathbf{H}} \longrightarrow \overset{\delta-}{\mathbf{Cl}}.$$

Ковалентную связь, образованную таким образом, называют **полярной.** Чем больше разность значений электроотрицательности обоих атомов, тем более полярной является химическая связь между ними.

Если атомы соединены между собой одной общей электронной парой, то такая ковалентная связь называется **одинарной.** Но между двумя атомами может возникать и большее число связей. В таких случаях

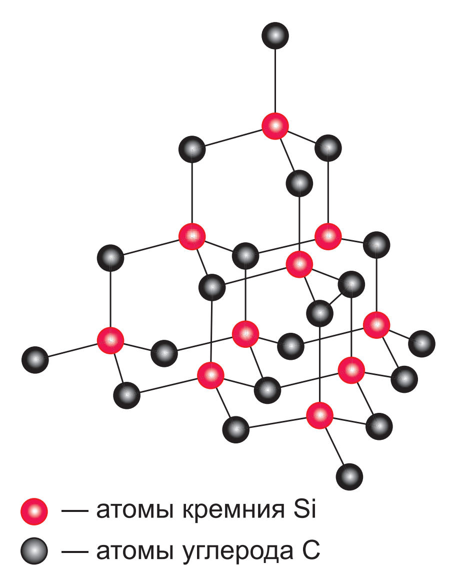


Рис. 9. Вещества с атомной кристаллической решеткой

говорят о к р а т н о с т и связи, понимая под этим термином *число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи*. Например, в молекуле кислорода $\mathbf{O_2}$ атомы связаны между собой **двойной** ковалентной связью:

$$:\underset{\cdot\cdot}{\dot{O}}\cdot + \cdot\underset{\cdot\cdot}{\dot{O}}: \longrightarrow :\underset{\cdot\cdot}{O}::\underset{\cdot\cdot}{O}:, \text{ или } |\underline{O}=\underline{O}|,$$

а в молекуле азота $\mathbf{N_2}$ атомы связаны между собой тройной ковалентной связью:

$$:\underset{\cdot}{\dot{N}}\cdot + \cdot\underset{\cdot}{\dot{N}}: \longrightarrow :N\vdots\vdots N:, \text{ или } |N\equiv N|.$$

Кристаллические структуры, состоящие из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, называются **атомными кристаллами** или веществами с **атомной кристаллической решеткой**. Примерами являются алмаз **C**, кварц $\mathbf{SiO_2}$, карборунд **SiC** (рис. 9) и др. Это вещества немолекулярного строения, для которых характерна высокая прочность и твердость, высокие температуры плавления и кипения. Они нерастворимы в воде, не имеют запаха. Другие твердые вещества с ковалентными связями представляют собой **молекулярные кристаллы**, т. е. являются соединениями с **молекулярной кристаллической решеткой** (см. с. 28).

Ионная связь

При значительном различии электроотрицательностей атомов (например, при взаимодействии атома щелочного металла натрия **Na** с атомом галогена хлора **Cl**) общая электронная пара практически полностью смещается в сторону более электроотрицательного атома неметалла хлора (рис. 10). В результате такого взаимодействия и натрий и хлор будут иметь на внешнем слое по 8 электронов, т. е. столько же, сколько и атомы ближайших к ним благородных газов неона **Ne** и аргона **Ar**. Сами атомы **Na** и **Cl**, теряя и присоединяя по одному электрону, превращаются

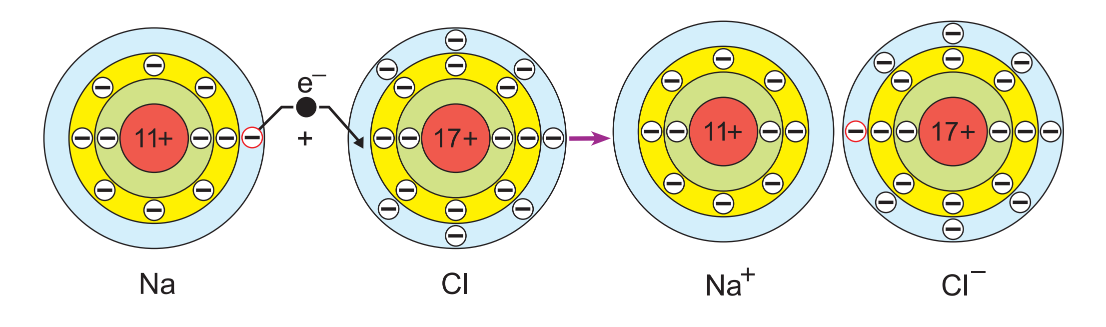


Рис. 10. Схема взаимодействия атомов натрия и хлора

в **ионы Na^+** и **Cl^-**. Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу, и между ними возникает химическая связь, которая называется **ионной связью.**

Ионная связь — это химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов.

Схема такого взаимодействия вам уже знакома:

$$\underset{\xrightarrow{1e^-}}{\mathrm{Na\dot{} + :\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot}}\mathrm{ \longrightarrow Na^+ + [:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^- \longrightarrow Na^+[Cl]^-}, \text{ или } \overset{+}{\mathrm{Na}}\overset{-}{\mathrm{Cl}}.$$

Все ионные соединения являются твердыми веществами *с ионной кристаллической решеткой*, в узлах которой расположены положительно и отрицательно заряженные ионы.

Каждый ион окружен определенным числом ионов противоположного заряда, некоторые образуют **ионный кристалл.** Химическая формула ионного соединения отображает *простейшее* (наименьшее) *соотношение* между числами ионов во всем кристалле и в каждой формульной единице этого вещества. Примерами ионных соединений могут служить оксиды металлов **(Al_2O_3, CuO)**, щёлочи **(KOH, $Ca(OH)_2$)**, соли **($CaCl_2$, Na_2SO_4)**. Как правило, они являются твердыми тугоплавкими веществами, не имеющими запаха.

Металлическая связь

Как следует из самого названия, металлическая связь характерна для простых веществ металлов, у которых на внешнем электронном слое находится относительно небольшое число электронов. Эти электроны могут

сравнительно легко отрываться и свободно перемещаться по всему объему кристалла металла:

$$\mathbf{Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}}.$$

Совокупность таких электронов называют *электронным газом*. Именно эти электроны обусловливают высокую электропроводность и теплопроводность металлов, а также такие их механические свойства, как ковкость и пластичность.

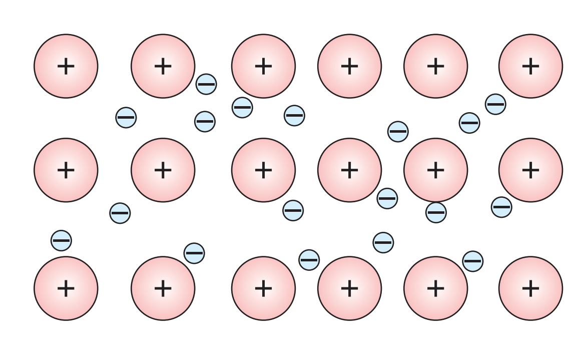


Рис. 11. Схема строения кристалла металла

При обычных условиях все металлы (исключая ртуть **Hg**) являются твердыми кристаллическими веществами. Кристаллическая решетка металлов состоит из расположенных в ее узлах положительных ионов, между которыми перемещаются валентные электроны.

Между положительно заряженными ионами металла и свободными электронами возникает прочная химическая связь, которая основана на обобществлении валентных электронов. Поэтому можно сказать, что металлическая связь является *коллективной* связью, а валентные электроны принадлежат не двум, а сразу всем атомам в кристалле металла (рис. 11).

! Металлическая связь — это связь в металлах между положительно заряженными ионами посредством обобществленных электронов.

Металлы являются самыми многочисленными элементами периодической системы (их более 90). Металлы имеют много схожих химических свойств, но наряду с этим часто существенно различаются по некоторым физическим характеристикам. Так, например, большинство металлов А-групп, как правило, более мягкие и легкоплавкие, чем металлы В-групп. Например, цезий **Cs**, металл IA-группы, имеет температуру плавления 28,4 °C, а галлий **Ga** (IVA-группа) — 29,8 °C. В то же время вольфрам **W** (VIB-группа) плавится при 3420 °C, а железо (VIIIB-группа) — при 1450 °C.

Обобщающая информация о рассмотренных типах химической связи приведена в таблице 8.

Таблица 8. **Типы химической связи**

Типы связей	Особенности связей	Где образуются
Ковалентная связь — связь, возникающая в результате образования общих электронных пар (общая электронная плотность в межъядерном пространстве — область перекрывания). Если связь образована одной общей парой, то такая связь считается одинарной; двумя — двойной; тремя — тройной	*Неполярная связь* — область перекрывания располагается на одинаковом расстоянии от центров атомов: H:H, или H—H	Образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например: H_2, N_2, P_4, O_3
	Полярная связь — общая электронная пара смещена к одному из атомов, что приводит к образованию частичного положительного (δ+) и частичного отрицательного (δ–) зарядов: H :Cl:, или $\overset{\delta+}{H} \rightarrow \overset{\delta-}{Cl}$	Образуется между атомами с разной электроотрицательностью. Например: HCl, NH_3, SO_2
Ионная связь — связь между ионами за счет сил электростатического притяжения	Na (атом) → Na – e^- → Na^+ (ион); Cl (атом) → Cl + e^- → Cl^- (ион); Na· + ·Cl: → Na^+[:Cl:]$^-$, или → $[Na]^+[Cl]^-$	Образуется между атомами со значительно отличающейся электроотрицательностью, например между атомами металлов и неметаллов: NaCl, KF, BaO
Металлическая связь — связь между ионами и атомами металлов посредством свободных электронов	В упрощенном виде можно считать, что в узлах кристаллической решетки находятся катионы металлов, непрерывно изменяющие свой заряд, и свободные электроны	Образуется между атомами металлов

Межмолекулярное взаимодействие

Большинство молекул являются полярными и представляют собой диполи, которые способны притягиваться друг к другу. Такое притяжение называют **межмолекулярным взаимодействием**. Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь, имеет *электростатическую природу*. Однако, в отличие от химической связи, межмолекулярное взаимодействие гораздо слабее. Тем не менее именно благодаря ему осуществляется переход веществ молекулярного строения из газообразного в жидкое, а затем и в твердое агрегатное состояние. Свидетельством тому является обыкновенная вода, которая при температурах ниже 100 °C переходит из парообразного состояния в жидкое, а при температурах ниже 0 °C — в твердое (лед).

При обычных условиях вещества молекулярного строения находятся в газообразном, жидком или твердом агрегатных состояниях. Твердые вещества этого типа, как правило, существуют в виде *молекулярных кристаллов*. В узлах их кристаллических решеток находятся молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными силами. Молекулярные кристаллы обычно имеют небольшую прочность, малую твердость, невысокие температуры кипения и плавления. Многие из веществ, образующих молекулярные кристаллы, обладают запахом, так как их молекулы даже при обычных условиях могут отрываться от кристаллов и переходить в газообразное состояние. Примерами таких веществ являются ванилин, нафталин и др.

Вопросы и задания

1. Какие вещества существуют в форме свободных атомов? Объясните причину такого явления.
2. Почему большинство атомов в природе существуют в виде различных соединений?
3. Что представляет собой химическая связь? Укажите основные типы химической связи. Что общего и каковы различия между ними?
4. Дайте определение ковалентной связи. Составьте электронные формулы образования ковалентной связи в молекулах Cl_2, O_2 и N_2.
5. Назовите две разновидности ковалентной связи. Что между ними общего и чем они отличаются?
6. Изобразите электронные и графические формулы следующих молекул: H_2O, CH_4, NH_3, HBr.

7. Среди приведенных формул веществ укажите вещества с ионными, ковалентными полярными и ковалентными неполярными связями: $BaCl_2$, H_2S, $CaCl_2$, HBr, CO_2, Cl_2, NaI.

8. В чем состоит различие атомных, ионных, металлических и молекулярных кристаллических решеток? Как это сказывается на свойствах веществ с соответствующим типом решетки?

§ 4. Окислительно-восстановительные реакции

В курсе химии 8-го класса вы впервые познакомились с особой группой химических процессов — с окислительно-восстановительными реакциями (ОВР). Поскольку такие реакции очень важны в природе и жизни человека, вам необходимо научиться составлять их химические уравнения. Для этого нужно вспомнить, что такое степень окисления и в чем заключается суть процессов окисления и восстановления.

Степень окисления

Как вы уже знаете, при образовании ковалентной полярной или ионной химической связи происходит смещение электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам, у которых она больше. Поскольку при этом электроны смещаются не полностью, на атомах возникают частичные положительные и отрицательные заряды $\delta+$ и $\delta-$. Для характеристики такого состояния атомов в химических соединениях условились считать эти заряды не частичными, а целыми. Такой условный целочисленный заряд атома называют *степенью окисления*. Для ее обозначения в формуле вещества над символом химического элемента сначала ставится знак «+» или «–», а затем — целое число, например: $\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$.

При определении величины степени окисления атомов в веществе условно допускают, что все электроны, участвующие в образовании химических связей, полностью смещаются к атомам более электроотрицательного элемента и, следовательно, вещество состоит из положительно и отрицательно заряженных ионов.

! Степень окисления атома — это его условный заряд в химическом соединении, если предполагать, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления может принимать значения от –4 до +8. Она равна нулю у атомов, входящих в состав только простых веществ — всех металлов и неметаллов. Для атомов некоторых элементов, входящих в состав

сложных веществ, характерны постоянные степени окисления. Они приведены в таблице 9.

Таблица 9. **Элементы с постоянными степенями окисления атомов**

Значение степени окисления	Элементы	Значение степени окисления	Элементы
+1	**Li, Na, K, Rb, Cs, Ag**	+3	**Al**
+2	**Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn**	–1	**F**

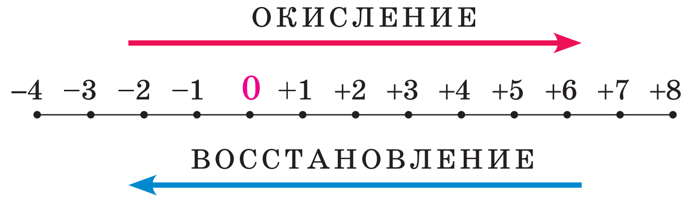
Кислород в большинстве соединений (оксиды, кислоты, основания, соли) проявляет степень окисления, равную **–2**. В пероксиде водорода $\mathbf{H_2O_2}$ она равна **–1**, а во фториде кислорода $\mathbf{OF_2}$ — **+2** (так как электроотрицательность у фтора выше, чем у кислорода). Степень окисления водорода в большинстве сложных веществ равна **+1**, и только в соединениях с металлами она принимает значение, равное **–1**.

Что касается других элементов, то в сложных веществах для них характерны переменные степени окисления. Они рассчитываются исходя из того, что *алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю*. Определим степень окисления атома марганца (x) в формульной единице перманганата калия $\overset{+1}{\mathbf{K}}\overset{x}{\mathbf{Mn}}\overset{-2}{\mathbf{O}}_{\mathbf{4}}$. Исходим из того, что число содержащихся в ней атомов калия, марганца и кислорода равно 1, 1 и 4, а степени окисления атомов калия и кислорода равны соответственно +1 и –2. Составим алгебраическое уравнение и, решив его, найдем величину x — искомую степень окисления атома марганца:

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +7.$$

Процессы окисления и восстановления

Вы уже знаете, что в ходе любой ОВР одни атомы отдают электроны (о к и с л е н и е), а другие атомы их принимают (в о с с т а н о в л е н и е). Эти процессы всегда протекают одновременно. В результате окисления степень окисления атомов повышается, а в результате восстановления — понижается:



Атомы, которые отдают электроны, называются *восстановителями*. Вещества, в состав которых входят такие атомы, также называются *восстановителями*. К ним относятся простые вещества металлы, водород $\mathbf{H_2}$, углерод **C**, кремний **Si**, некоторые сложные вещества ($\mathbf{CO}$, $\mathbf{SO_2}$ и др.). Атомы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Так же называются и вещества, в состав которых входят эти атомы. К окислителям относится большинство простых веществ неметаллов ($\mathbf{F_2}$, $\mathbf{Cl_2}$, $\mathbf{Br_2}$, $\mathbf{I_2}$, $\mathbf{O_2}$, $\mathbf{O_3}$, **S**), а также некоторые сложные вещества ($\mathbf{KMnO_4}$, $\mathbf{HNO_3}$ и др.).

Электронный баланс в окислительно-восстановительных реакциях

Как вам уже известно, в ходе любой окислительно-восстановительной реакции общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем:

$$N(e^-)_{\text{отд.}} = N(e^-)_{\text{прин.}}$$

Это равенство, называемое *электронным балансом*, лежит в основе метода расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, который называется *методом электронного баланса*. Рассмотрим его на примерах.

Пример 1. *Составить уравнение ОВР, протекающей по схеме:*

$$\mathbf{NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O.}$$

Выполнение

1. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:

$$\underline{\overset{-3}{\mathbf{N}}}\overset{+1}{\mathbf{H}}_3 + \underline{\underline{\overset{0}{\mathbf{O}}}}_2 \rightarrow \underline{\overset{0}{\mathbf{N}}}_2 + \overset{+1}{\mathbf{H}}_2\underline{\underline{\overset{-2}{\mathbf{O}}}}.$$

2. Определим атомы-восстановители и атомы-окислители. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов азота повышается, они окисляются (отдают электроны) и являются восстановителями. В то же время степень окисления атомов кислорода понижается, следовательно, они восстанавливаются (принимают электроны) и являются окислителями.

3. Составим схему электронного баланса. Для этого запишем одно под другим уравнения процессов окисления атомов азота и восстановления атомов кислорода (см. с. 32).

Запомните!

В этих уравнениях число атомов каждого элемента такое же, как в формуле соответствующих ***исходных*** *веществ.*

Учитывая, что в молекуле **NH_3 один** атом азота, а в молекуле **O_2 два** атома кислорода, схема электронного баланса имеет вид:

$$\begin{array}{l|c|c|l} 1\overset{-3}{N} - 3e^- \rightarrow 1\overset{0}{N} & 3 & \multirow{2}{*}{12} & \times 4 \\ 2\overset{0}{O} + 2\cdot 2e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O} & 4 & & \times 3 \end{array}$$

Из этих уравнений видно, что один атом азота отдает **3** электрона, а два атома кислорода принимают **4** электрона. Эти числа (3 и 4) записываются напротив соответствующих уравнений за первой вертикальной чертой. Далее находится *наименьшее общее кратное* (НОК)[1] указанных чисел — число 12, которое записывается посередине за второй вертикальной чертой. После этого наименьшее кратное поочередно делится на число электронов, отданных одним атомом азота, т. е. на 3 (12 : 3 = 4), и на число электронов, принятых двумя атомами кислорода, т. е. на 4 (12 : 4 = 3). Полученные цифры — 4 и 3 записываются напротив соответствующих уравнений за третьей вертикальной чертой со знаком «×» (умножить). *Эти цифры представляют собой множители, показывающие, во сколько раз нужно увеличить числа атомов в записанных уравнениях окисления и восстановления для достижения электронного баланса*. Следовательно, число 1, записанное перед символами N, нужно умножить на 4 (1 × 4 = **4 атома N**), а число 2, записанное перед символами O, нужно умножить на 3 (2 × 3 = **6 атомов O**). Таким образом, получается электронный баланс: число электронов (12), отданных четырьмя атомами азота, равно числу электронов (12), принятых шестью атомами кислорода.

4. Учитывая, что в обеих частях уравнения должно быть ***по четыре атома азота*** и ***по шесть атомов кислорода***, расставим соответствующие коэффициенты перед формулами веществ в исходной схеме реакции и получим искомое уравнение:

$$4\underline{\overset{-3}{N}}\overset{+1}{H}_3 + 3\underline{\underline{\overset{0}{O}}}_2 \rightarrow 2\underline{\overset{0}{N}}_2 + 6\overset{+1}{H}_2\underline{\underline{\overset{-2}{O}}}.$$

Из курса химии 8-го класса вы помните, что в уравнениях ОВР под формулами исходных веществ располагались поясняющие слова «восстановитель» и «окислитель», а стрелка, показывающая переход электронов, изображалась сверху, над формулами этих веществ. Поскольку теперь

[1] НОК — наименьшее число, которое одновременно делится на каждое из указанных чисел.

нет необходимости в поясняющих словах, *переход электронов впредь будем показывать стрелкой, расположенной под формулами исходных веществ*:

$$4\underline{\overset{-3}{N}}\overset{+1}{H}_3 + 3\underline{\underline{\overset{0}{O}}}_2 \rightarrow 2\underline{\overset{0}{N}}_2 + 6\overset{+1}{H}_2\underline{\underline{\overset{-2}{O}}}.$$

$$\text{N} \xrightarrow{12e^-} \text{O}$$

Пример 2. *Составить уравнение ОВР, протекающей по схеме:*

$$C + Fe_2O_3 \rightarrow CO_2 + Fe.$$

Выполнение

1. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:

$$\underline{\overset{0}{C}} + \underline{\underline{\overset{+3}{Fe}}}_2\overset{-2}{O}_3 \rightarrow \underline{\overset{+4}{C}}\overset{-2}{O}_2 + \underline{\underline{\overset{0}{Fe}}}.$$

2. Определим атомы-восстановители и атомы-окислители в данной ОВР. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов углерода повышается, следовательно, они окисляются (отдают электроны) и являются восстановителями. В то же время степень окисления атомов железа понижается, они восстанавливаются (принимают электроны) и являются окислителями.

3. Составим схему электронного баланса. Для этого запишем одно под другим уравнения процессов окисления атомов углерода и восстановления атомов железа:

$1\overset{0}{C} - 4e^- = 1\overset{+4}{C}$	4	12	× 3
$2\overset{+3}{Fe} + 6e^- = 2\overset{0}{Fe}$	6		× 2

Из этих уравнений видно, что один атом углерода отдает **4** электрона, а два атома железа принимают **6** электронов. Эти числа (4 и 6) записываются напротив соответствующих уравнений за первой вертикальной чертой. Наименьшее общее кратное указанных чисел — число 12, записанное за второй вертикальной чертой, поочередно делится на число электронов, отданных одним атомом углерода, т. е. на 4 (12 : 4 = 3), и на число электронов, принятых двумя атомами железа, т. е. на 6 (12 : 6 = 2). Полученные цифры — 3 и 2 записываются напротив соответствующих уравнений за третьей вертикальной чертой. Они показывают, что число 1,

записанное перед символами C, нужно умножить на 3 (1 × 3 = **3 атома C**), а число 2, записанное перед символами Fe, нужно умножить на 2 (2 × 2 = **4 атома Fe**). Таким образом, получается электронный баланс: число электронов (12), отданных **тремя атомами углерода**, равно числу электронов (12), принятых **четырьмя атомами железа**.

4. Расставим соответствующие коэффициенты перед формулами веществ:

$$3\overset{0}{C} + 2\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} \rightarrow 3\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + 4\overset{0}{Fe}.$$

Переход электронов от восстановителя к окислителю изобразим схемой:

$$3\overset{0}{C} + 2\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} \rightarrow 3\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + 4\overset{0}{Fe}.$$

$12e^-$

Вопросы и задания

1. Определите значения степени окисления атомов фосфора в веществах: а) P_2O_3; б) Ca_3P_2; в) $Mg_3(PO_4)_2$; г) P_4; д) $K_4P_2O_7$.

2. Найдите значения индексов *a*, *b*, *c*, *d* и *e* в следующих формулах:

$$\overset{+4}{Se}O_a,\ K_2\overset{+6}{Mn}O_b,\ NaAlO_c,\ Ca\overset{+6}{Fe}O_d,\ Ba_3(\overset{+5}{As}O_e)_2.$$

3. Укажите, к какому процессу — окислению или восстановлению — относится каждое из превращений:

а) $\overset{+2}{Mn} \rightarrow \overset{+4}{Mn}$, б) $\overset{+3}{Fe} \rightarrow \overset{+2}{Fe}$, в) $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{0}{N}$, г) $\overset{+5}{P} \rightarrow \overset{-3}{P}$, д) $\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$.

4. Определите, в каких из указанных реакций атомы серы восстанавливаются, а в каких окисляются:
   а) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$;
   б) $SO_2 + 2C = S + 2CO$;
   в) $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$;
   г) $H_2 + S = H_2S$;
   д) $2SO_3 = 2SO_2 + O_2$.

5. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в схеме реакции: $H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$. Укажите окислитель и восстановитель.

6. На одной из стадий производства азотной кислоты аммиак окисляют кислородом в присутствии катализатора платины, в результате чего образуются оксид азота(II) и вода. Методом электронного баланса составьте уравнение данной реакции, укажите восстановитель и окислитель.

7. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в схеме реакции: $P + NO_2 \rightarrow P_2O_5 + NO$. Укажите окислитель и восстановитель в данном процессе.

Готовимся к олимпиадам

1. Одним из веществ шероховатой темно-коричневой полоски на спичечном коробке является красный фосфор. Главный компонент спичечной головки — вещество $KClO_3$ («бертолетова соль»). При трении головки спички о боковую поверхность коробка указанные вещества вступают в бурную реакцию, продуктами которой являются оксид фосфора(V) и хлорид калия. Эта реакция сопровождается образованием пламени, от которого загорается спичка. Пользуясь методом электронного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, лежащей в основе воспламенения спички.

2. Если в сосуд с сероводородом влить горячую азотную кислоту, происходит яркая вспышка и из сосуда вырывается синее пламя. Продуктами этого бурного процесса являются серная кислота, оксид азота(IV) и вода. Методом электронного баланса составьте уравнение данной реакции, укажите восстановитель и окислитель.

§ 5. Примеры расчетов по уравнениям окислительно-восстановительных реакций

Вам уже известно, что по уравнениям химических реакций можно проводить различные расчеты. Например, зная массу одного вещества, по уравнению реакции можно найти массу другого вещества, которое с ним прореагировало или которое образовалось в результате данной реакции. Аналогичные расчеты можно выполнять и с объемами газообразных веществ. Для закрепления приобретенных ранее навыков разберем примеры расчетов по уравнениям окислительно-восстановительных реакций. Это особенно важно потому, что реакции этого типа лежат в основе промышленных методов получения металлов, большинства неметаллов, оксидов, кислот и других важных веществ.

Пример 1. *Рассчитайте массу алюминия, при взаимодействии которого с хлоридом меди(II) образуется медь массой 28,8 г.*

Решение

1. Запишем схему данной окислительно-восстановительной реакции:

$$\mathbf{Al + CuCl_2 \rightarrow AlCl_3 + Cu\downarrow.}$$

2. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:

$$\mathbf{\underline{\overset{0}{Al}} + \underline{\underline{\overset{+2}{Cu}}}Cl_2 \rightarrow \underline{\overset{+3}{Al}}Cl_3 + \underline{\underline{\overset{0}{Cu}}}.}$$

3. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов алюминия увеличивается от 0 до +3, они отдают электроны, окисляются и являются восстановителями. Так как степень окисления атомов меди уменьшается от +2 до 0, они принимают электроны, восстанавливаются и являются окислителями.

4. Составим схему электронного баланса:

$$\begin{array}{l|c|c|l} 1\overset{0}{\mathrm{Al}} - 3e^- = 1\overset{+3}{\mathrm{Al}} & 3 & \multirow{2}{*}{6} & \times 2 \\ 1\overset{+2}{\mathrm{Cu}} + 2e^- = 1\overset{0}{\mathrm{Cu}} & 2 & & \times 3 \end{array}$$

5. Расставим в схеме коэффициенты и получим уравнение химической реакции:

$$\mathbf{2Al + 3CuCl_2 = 2AlCl_3 + 3Cu\downarrow.}$$

6. Рассчитаем химическое количество меди, которая должна образоваться в результате реакции:

$$n(\mathrm{Cu}) = \frac{m(\mathrm{Cu})}{M(\mathrm{Cu})} = \frac{28{,}8\,\text{г}}{64\,\text{г/моль}} = 0{,}45\,\text{моль}.$$

7. Зная химическое количество меди, по уравнению реакции определим химическое количество (x) исходного алюминия:

$$\underset{2\,\text{моль}}{\overset{x}{\underline{\mathbf{2Al}}}} + \mathbf{3CuCl_2 = 2AlCl_3} + \underset{3\,\text{моль}}{\overset{0{,}45\,\text{моль}}{\underline{\mathbf{3Cu}}}},$$

откуда найдем x = 0,3 моль **(Al)**.

8. Рассчитаем искомую массу алюминия:

$$m(\mathrm{Al}) = n(\mathrm{Al}) \cdot M(\mathrm{Al}) = 0{,}3\ \text{моль} \cdot 27\ \text{г/моль} = 8{,}1\ \text{г}.$$

Пример 2. *Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания сероводорода объемом 56 дм^3 (н. у.), если известно, что при этом образуются оксид серы(IV) и вода.*

Решение

1. Запишем схему данной окислительно-восстановительной реакции:

$$\mathbf{H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2.}$$

2. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:

$$\overset{+1}{\mathbf{H}}_2\underline{\overset{-2}{\mathbf{S}}} + \underline{\underline{\overset{0}{\mathbf{O}}}}_2 \rightarrow \overset{+1}{\mathbf{H}}_2\underline{\underline{\overset{-2}{\mathbf{O}}}} + \underline{\overset{+4}{\mathbf{S}}}\underline{\underline{\overset{-2}{\mathbf{O}}}}_2.$$

3. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов серы увеличивается от –2 до +4, они отдают электроны, окисляются и являются восстановителями. Так как степень окисления атомов кислорода уменьшается от 0 до –2, они принимают электроны, восстанавливаются и являются окислителями.

4. Составим схему электронного баланса:

$$\begin{array}{l|c|c|l} 1\overset{-2}{S} - 6e^- = 1\overset{+4}{S} & 6 & \multirow{2}{*}{12} & \times 2 \\ 2\overset{0}{O} + 4e^- = 2\overset{-2}{O} & 4 & & \times 3 \end{array}$$

5. Расставим в схеме коэффициенты и получим уравнение химической реакции:

$$\mathbf{2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2.}$$

6. Рассчитаем химическое количество исходного сероводорода:

$$n(H_2S) = \frac{V(H_2S)}{V_m} = \frac{56\ дм^3}{22{,}4\ дм^3/моль} = 2{,}5\ моль.$$

7. Зная химическое количество сероводорода, по уравнению реакции определим химическое количество (x) прореагировавшего с ним кислорода:

$$\underset{2\,моль}{\overset{2{,}5\,моль}{\underline{\mathbf{2H_2S}}}} + \underset{3\,моль}{\overset{x}{\underline{\mathbf{3O_2}}}} = \mathbf{2H_2O + 2SO_2},$$

откуда найдем x = 3,75 моль (O_2).

8. Рассчитаем искомый объем (н. у.) кислорода:

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 3{,}75\ моль \cdot 22{,}4\ дм^3/моль = 84\ дм^3.$$

Пример 3. *Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, необходимого для полного сгорания фосфора массой 74,4 г, если известно, что в результате реакции образуется оксид фосфора(V), а объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.*

Решение

1. Запишем схему данной окислительно-восстановительной реакции:

$$\mathbf{P + O_2 \rightarrow P_2O_5.}$$

2. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:

$$\underline{\overset{0}{\mathbf{P}}} + \underline{\underline{\overset{0}{\mathbf{O}}}}_2 \rightarrow \underline{\overset{+5}{\mathbf{P}}}_2\underline{\underline{\overset{-2}{\mathbf{O}}}}_5.$$

3. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов фосфора увеличивается от 0 до +5, они отдают электроны, окисляются и являются восстановителями. Так как степень окисления атомов кислорода уменьшается от 0 до –2, они принимают электроны, восстанавливаются и являются окислителями.

4. Составим схему электронного баланса:

$$\begin{array}{l|c|c|l} 1\overset{0}{P} - 5e^- = 1\overset{+5}{P} & 5 & \multirow{2}{*}{20} & \times 4 \\ 2\overset{0}{O} + 4e^- = 2\overset{-2}{O} & 4 & & \times 5 \end{array}$$

5. Расставим в схеме коэффициенты и получим уравнение химической реакции:

$$\mathbf{4P + 5O_2 = 2P_2O_5.}$$

6. Рассчитаем химическое количество исходного фосфора:

$$n(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{M(\text{P})} = \frac{74{,}4\,\text{г}}{31\,\text{г/моль}} = 2{,}4\,\text{моль}.$$

7. Зная химическое количество фосфора, по уравнению реакции определим химическое количество (x) вступившего в реакцию кислорода:

$$\frac{\overset{2{,}4\,\text{моль}}{\mathbf{4P}}}{4\,\text{моль}} + \frac{\overset{x}{\mathbf{5O_2}}}{5\,\text{моль}} = \mathbf{2P_2O_5},$$

откуда найдем x = 3 моль (O_2).

8. Рассчитаем объем (н. у.) кислорода:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_\text{m} = 3\text{ моль} \cdot 22{,}4\text{ дм}^3/\text{моль} = 67{,}2\text{ дм}^3.$$

9. Найдем объем (н. у.) воздуха, в котором содержится кислород объемом 67,2 дм^3:

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{возд.})}; \qquad V(\text{возд.}) = \frac{V(\text{O}_2)}{\varphi(\text{O}_2)} = \frac{67{,}2\,\text{дм}^3}{0{,}21} = 320\,\text{дм}^3.$$

? Вопросы и задания

1. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции железа с нитратом серебра, если известно, что одним из продуктов этой реакции является нитрат железа(III). Рассчитайте массу железа, необходимого для получения с помощью данной реакции серебра массой 21,6 г.

2. Металл марганец получают нагреванием смеси оксида марганца(IV) с алюминием, в результате чего образуются указанный металл и оксид алюминия. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении данной реакции и рассчитайте массу алюминия, который прореагирует с оксидом марганца(IV) массой 125 кг.

3. Фосфор самовоспламеняется в атмосфере хлора. Продуктом данной реакции является хлорид фосфора(V) PCl_5, масса которого в одном из опытов составила 41,7 г. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении данной реакции и рассчитайте объем (н. у.) прореагировавшего хлора.

4. В военном деле для передачи команд и оповещения используются сигнальные ракеты, горящие ярким белым пламенем. Оно появляется в результате реакции порошкообразных алюминия и вещества $KClO_3$. Продуктами этого превращения являются оксид алюминия и хлорид калия. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении данной реакции и рассчитайте массу алюминия, который прореагирует с веществом $KClO_3$ массой 24,5 г.

5. При горении бенгальского огня одновременно протекают несколько разных реакций. В ходе одной из них магний реагирует с нитратом калия, в результате чего образуются оксид магния и вещество состава KNO_2. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении данной реакции и рассчитайте общую массу исходной смеси, при горении которой образуется оксид магния массой 80 г.

Готовимся к олимпиадам

Сера растворяется в горячей концентрированной азотной кислоте с образованием серной кислоты, оксида азота(IV) и воды. Рассчитайте объем раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3, равной 70 % (ρ = 1,42 г/см^3), необходимый для получения серной кислоты H_2SO_4 массой 100 г.

§ 6. Растворы

В курсе химии 8-го класса вы познакомились с многокомпонентными системами, которые называются *растворами*. Они образуются в результате смешивания двух, трех, а иногда и большего числа веществ.

Нас окружает мир растворов. Мы живем на дне «воздушного океана» — *газообразного раствора* кислорода и других газов в азоте. Все важнейшие процессы на Земле, протекающие в неживой и живой природе, осуществляются в *жидких растворах*, в которых растворителем является вода. К таким процессам относятся, например, почвообразование, питание и развитие растений, пищеварение и обмен веществ у животных и др.

Рис. 12. Водные растворы разных веществ

Вспомним, каковы же общие признаки растворов. В качестве примера рассмотрим водные растворы сахара, поваренной соли и серной кислоты. Внешне они выглядят совершенно одинаково и представляют собой прозрачные жидкости (рис. 12). Общая черта всех растворов — их *однородность* (*гомогенность*). Она заключается в том, что свойства раствора одинаковы в любой его части. Даже с помощью самого сильного микроскопа в растворе нельзя обнаружить отдельные частицы растворенных веществ. Однородность — это свойство растворов, которое роднит их с чистыми веществами. Но в то же время между растворами и чистыми веществами есть отличия. Например, растворы можно разделить на отдельные компоненты с помощью физических процессов — *выпаривания* или *вымораживания*. Кроме того, если состав чистого вещества всегда постоянен, то состав растворов одного и того же вещества может изменяться в широких пределах. В одном стакане воды можно растворить 2, 3 и более ложки сахара — и всегда будет получаться раствор. Растворы могут храниться очень долго — они являются *устойчивыми* системами.

Раствор — это однородная устойчивая система, состоящая из двух или большего числа компонентов.

В процессе образования раствора участвуют, как минимум, два вещества — **растворитель** и **растворяемое вещество.** Растворителем считается то вещество, у которого при образовании раствора не изменяется агрегатное состояние.

По отношению к воде вещества делятся на *растворимые, малорастворимые* и *нерастворимые*. Некоторые вещества, например спирт и серная кислота, при образовании растворов смешиваются с водой в любых соотношениях. Такие вещества называются неограниченно растворимыми. Другие вещества растворяются в воде ограниченно. Например, при 20 °C в воде массой 100 г можно растворить не более 6,36 г перманганата калия $KMnO_4$.

Растворимость веществ в воде и других растворителях зависит от множества факторов: природы вещества и растворителя, температуры, давления (для газов).

Из курса химии 8-го класса вы уже знаете, что растворы бывают жидкие, газообразные и твердые. Агрегатное состояние раствора, как правило, такое же, как и агрегатное состояние исходного растворителя.

Водород, очень мало растворимый в воде, прекрасно растворяется в металле палладии Pd — в одном объеме металла может раствориться до 800 объемов водорода. Образующийся раствор, как и растворитель палладий, находится в твердом агрегатном состоянии.

К твердым растворам относятся **сплавы** металлов (латунь, бронза, мельхиор).

По степени насыщенности растворенным веществом растворы делятся на *насыщенные* и *ненасыщенные*. Насыщенным называется раствор, в котором содержание растворенного вещества является максимально возможным при данной температуре. Если же содержание растворенного вещества меньше максимально возможного, раствор является ненасыщенным (рис. 13).

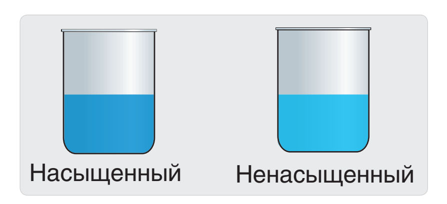


Рис. 13. Насыщенный и ненасыщенный растворы сульфата меди

По содержанию растворенного вещества растворы делятся на *концентрированные* и *разбавленные*. Если в растворе массовая доля растворенного вещества более 50 %, он является концентрированным, а если намного меньше 50 % — разбавленным. Нужно иметь в виду, что понятия «концентрированный» и «насыщенный» — не синонимы, они обозначают не одно и то же. Например, после смешивания с водой малорастворимого в ней сульфата кальция $CaSO_4$ на дне стакана остается осадок этого вещества. Раствор над осадком содержит небольшое количество растворившегося сульфата и является разбавленным. Но, поскольку сульфат кальция больше в воде не растворяется, этот раствор является насыщенным. Поэтому мы можем назвать данный раствор разбавленным и насыщенным. Аналогичная ситуация и с понятиями «концентрированный» и «ненасыщенный».

Запомните!

- *Концентрированный раствор может быть как насыщенным, так и ненасыщенным.*
- *Насыщенный раствор, с другой стороны, может быть как концентрированным, так и разбавленным.*

Количественный состав растворов выражается разными способами в зависимости от того, где и для чего они используются. Например, в лаборатории можно увидеть склянки с растворами серной кислоты, на этикетках которых указаны ее *массовая доля* (например, 10 %) или *молярная концентрация* (например, 0,2 моль/дм^3). С этими понятиями вы познакомились в курсе химии 8-го класса и уже знаете формулы для расчета массовой доли w(X) и молярной концентрации вещества c(X) в растворе:

$$w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{р-ра})}; \qquad c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р-ра})}.$$

Напомним, что массовая доля — безразмерная величина, т. е. не имеет единиц выражения. В то же время молярная концентрация является размерной величиной и чаще всего выражается в моль/дм^3.

Решим простейшие задачи, связанные с использованием понятий «массовая доля растворенного вещества» и «молярная концентрация вещества».

Пример 1. *Рассчитайте массу воды, в которой необходимо растворить хлорид калия массой 15 г для приготовления раствора с массовой долей соли, равной 3 %.*

Решение

1. Зная массу соли и ее массовую долю в растворе, рассчитаем массу этого раствора:

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ра})}; \qquad m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{KCl})}{w(\text{KCl})} = \frac{15\ \text{г}}{0{,}03} = 50\ \text{г}.$$

2. Найдем искомую массу воды, которая равна разности между массой раствора и массой содержащейся в нем соли:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KCl}) = 50\ \text{г} - 15\ \text{г} = 35\ \text{г}.$$

Пример 2. *В мерную колбу поместили сульфат меди(II) массой 32 г и добавили воду до объема 250 см^3. Рассчитайте молярную концентрацию соли в приготовленном растворе.*

Решение

1. Рассчитаем химическое количество растворенного сульфата меди(II):

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{32\ \text{г}}{160\ \text{г/моль}} = 0{,}2\ \text{моль}.$$

2. Найдем искомую молярную концентрацию соли в приготовленном растворе:

$$c(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{CuSO}_4)}{V(\text{р-ра})} = \frac{0{,}2\ \text{моль}}{0{,}25\ \text{дм}^3} = 0{,}8\ \text{моль/дм}^3.$$

Любой раствор характеризуется *плотностью* (ρ). Она показывает, чему равна масса раствора (г или кг) в единице его объема (1 $см^3$ или 1 $дм^3$), и рассчитывается по формуле:

$$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})}.$$

Плотность раствора выражается в единицах $г/см^3$, $кг/дм^3$ или $кг/м^3$. Если, например, плотность раствора равна 1,25 $г/см^3$, это значит, что масса данного раствора объемом 1 $см^3$ составляет 1,25 г.

Для измерения плотности растворов веществ используют специальные приборы — *ареометры*. Их верхняя узкая часть снабжена шкалой, откалиброванной в единицах плотности. При опускании ареометра в исследуемую жидкость он погружается на определенную глубину. Деление на шкале, которое оказывается на одном уровне с поверхностью раствора, показывает его плотность. Похожие приборы используются для определения содержания спирта в алкогольных напитках (спиртометры), жира в молоке (лактометры).

Плотность растворов зависит от природы растворенных веществ и их количественного содержания. Например, плотность раствора спирта с его массовой долей, равной 60 %, составляет 0,891 $г/см^3$, а плотность раствора серной кислоты с такой же массовой долей — 1,5 $г/см^3$. Познакомимся с вариантом решения задачи с использованием понятия «плотность раствора».

Пример 3. *Гидроксид натрия массой 30 г растворили в воде объемом 296 $см^3$. Рассчитайте объем ($дм^3$) и молярную концентрацию щёлочи в приготовленном растворе, если его плотность составляет 1,086 $г/см^3$.*

Решение

1. Рассчитаем массу приготовленного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(H_2O) + m(NaOH) = 296\ \text{г} + 30\ \text{г} = 326\ \text{г}.$$

2. Найдем объем приготовленного раствора:

$$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho(\text{р-ра})} = \frac{326\ \text{г}}{1{,}086\ \text{г/см}^3} = 300{,}2\ \text{см}^3 = 0{,}3\ \text{дм}^3.$$

3. Вычислим химическое количество растворенной щёлочи:

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{30\ \text{г}}{40\ \text{г/моль}} = 0{,}75\ \text{моль}.$$

4. Рассчитаем молярную концентрацию щёлочи в приготовленном растворе:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{р-ра})} = \frac{0{,}75\ \text{моль}}{0{,}3\ \text{дм}^3} = 2{,}5\ \text{моль/дм}^3.$$

Растворы широко используются практически во всех сферах человеческой деятельности — в промышленности, сельском хозяйстве и в быту.

Раствор — это однородная устойчивая система, состоящая из двух или большего числа компонентов.

По агрегатному состоянию растворы подразделяются на твердые, жидкие и газообразные; по степени насыщенности — на насыщенные и ненасыщенные; по содержанию растворенного вещества — на концентрированные и разбавленные.

Количественно растворы характеризуются массовой долей или молярной концентрацией растворенного вещества, а также плотностью.

Вопросы и задания

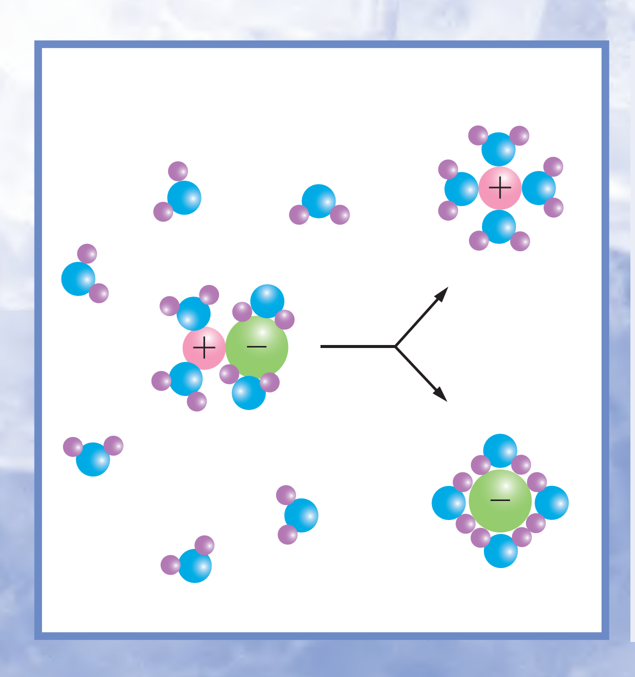
1. Чем похожи и чем различаются растворы и чистые вещества? В чем заключается однородность растворов?
2. Культурные и декоративные растения периодически подкармливают растворами азотных удобрений, например натриевой селитры (нитрата натрия). Для приготовления такого раствора в одном ведре воды (10 $дм^3$) необходимо растворить одну столовую ложку (17 г) селитры. Рассчитайте массовую долю соли в таком растворе.
3. Рассчитайте объем воды, в которой необходимо растворить сульфат калия для приготовления раствора объемом 300 $см^3$ (ρ = 1,12 $г/см^3$) с массовой долей соли, равной 15 %.
4. Для зарядки автомобильных аккумуляторов используется раствор серной кислоты с массовой долей, равной 36 % («аккумуляторный электролит»). Рассчитайте массу кислоты, содержащейся в таком растворе объемом 2 $дм^3$ (ρ = 1,25 $г/см^3$).
5. Составляющей частью молока являются жиры. На молочных пакетах указывают массовую долю жира в молоке: 2,2 %, 3,2 %, 3,6 % и др. Допустим, массовая доля жира в молоке составляет 2,2 %. Рассчитайте объем молока (ρ = 0,96 $г/см^3$), в котором содержится жир массой 25 г.
6. Рассчитайте массу глюкозы $C_6H_{12}O_6$, необходимой для приготовления раствора объемом 250 $см^3$, в котором молярная концентрация растворенного вещества будет равна 0,3 $моль/дм^3$.
7. Аммиак объемом 10 $дм^3$ (н. у.) растворили в воде объемом 0,5 $дм^3$. Чему равна массовая доля аммиака в образовавшемся растворе?

Глава 2

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$



В этой главе вы узнаете, почему растворы и расплавы многих веществ проводят электрический ток, а большинство химических процессов протекают в растворах.

Вы познакомитесь с понятием электролитической диссоциации, с сильными и слабыми электролитами, научитесь составлять ионные уравнения, определять наличие ряда ионов в растворах

§ 7. Электролиты и неэлектролиты

Еще в начале XIX в. ученые сделали важное наблюдение: электрический ток могут проводить не только металлы, но и растворы многих веществ, например уксусной кислоты, поваренной соли и др.

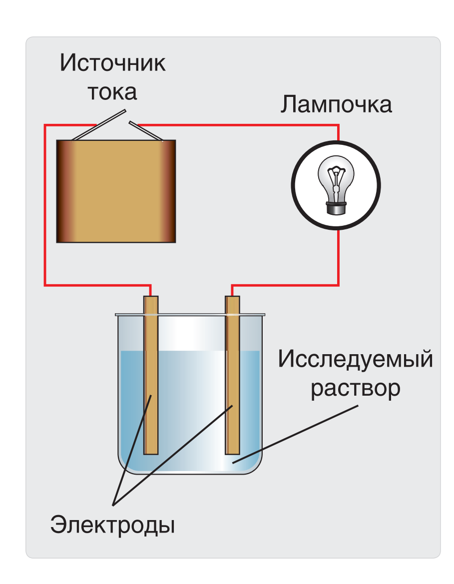


Рис. 14. Схема прибора для определения электропроводности раствора

Электропроводность раствора можно установить с помощью прибора, изображенного на рисунке 14. Два электрода помещают в раствор и соединяют с источником тока. Если раствор проводит электрический ток, то цепь замыкается, о чем свидетельствуют показание вольтметра или загоревшаяся лампочка.

При погружении электродов в дистиллированную воду лампочка не загорается. Чистая вода не проводит электрический ток (рис. 15). Не проводит ток и сухая поваренная соль NaCl, если в нее погрузить электроды. Водный раствор этой же соли проводит электрический ток. Можно сделать вывод, что в растворе имеются носители электрического тока — заряженные частицы (ионы). Точно так же ведут себя в растворах и другие соли, а также щёлочи и кислоты. Безводные

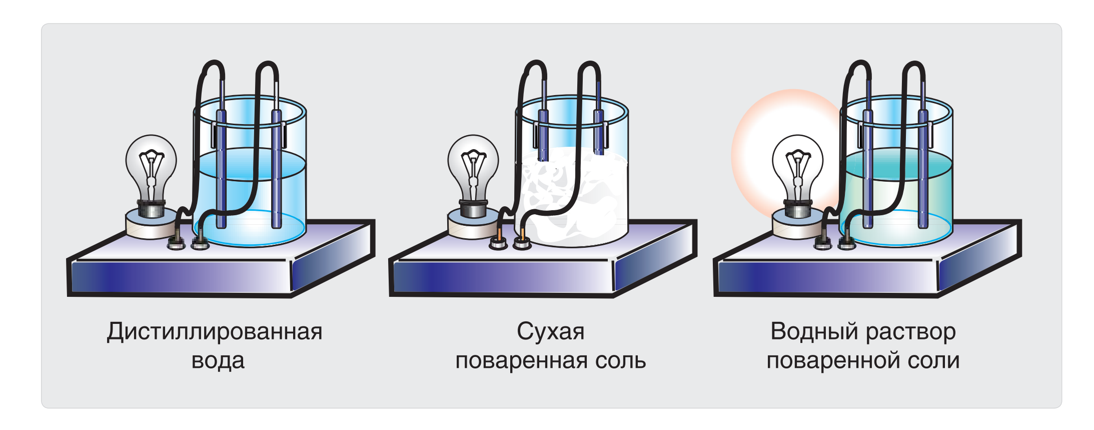


Рис. 15. Определение электропроводности некоторых веществ и их растворов

кислоты — очень плохие проводники электрического тока, но водные растворы многих кислот являются хорошими проводниками. Электропроводными являются также расплавы ионных соединений — солей и щелочей.

Исследуем электропроводность растворов и таких веществ, как сахароза, глюкоза, спирт. Мы видим, что лампочка в приборе не загорается. Следовательно, водные растворы этих веществ не проводят электрический ток. Это объясняется тем, что такие вещества состоят из молекул, которые переходят в раствор, не распадаясь на ионы.

Результаты испытаний электропроводности веществ в исходном (твердом, жидком или газообразном) состоянии и их водных растворов отражены в таблице 10.

Таблица 10. **Электропроводность некоторых веществ и их растворов**

Вещества	**В исходном состоянии**	**В растворе**	
$CuSO_4$ (тв.)			**Электролиты**
NaCl (тв.)			
NaOH (тв.)			
$Ba(OH)_2$ (тв.)			
H_2SO_4 (конц.)			
HCl (газ)			
H_2O (дист.)			**Неэлектролиты**
Спирт			
Глюкоза, сахароза			

Известный английский физик Майкл Фарадей предложил разделить все вещества в зависимости от их способности проводить ток в растворенном или расплавленном состоянии на *электролиты* и *неэлектролиты* (рис. 16). Термин «электролит» происходит от греческого слова *литос* — растворенный (разложенный).

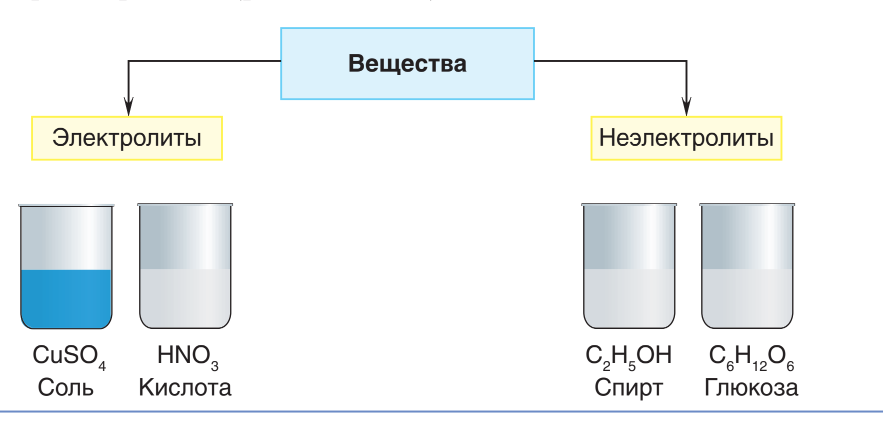


Рис. 16. Схема деления веществ на электролиты и неэлектролиты

! Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

К электролитам относятся соединения с ионным типом связи. Это соли (**NaCl, KNO_3, $AlBr_3$, $CuSO_4$** и др.) и основания (**NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, LiOH**). Кристаллы этих веществ построены из ионов, закономерно расположенных в узлах кристаллической решетки и удерживаемых в таком положении электростатическими силами. В процессе растворения этих электролитов в воде образующие их ионы переходят в раствор.

Электролитами являются и многие кислоты — вещества, образованные молекулами с ковалентными полярными связями (**HCl, HNO_3, H_2SO_4, HI** и др.).

! Вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

Неэлектролитами является большинство органических веществ, таких как сахароза, спирт, глицерин, простые вещества неметаллов и др. Они существуют в виде неполярных или малополярных молекул, которые при растворении в воде распределяются между ее молекулами.

По способности проводить электрический ток в растворах и расплавах вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Электролитами являются ионные соединения (основания, соли) и большинство кислот.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются электролитами? Чем они отличаются от неэлектролитов по строению и свойствам?

2. Какие из перечисленных веществ являются электролитами: а) сульфат калия; б) хлороводород; в) гидроксид калия; г) глюкоза; д) кислород?

3. Из предложенных формул и названий веществ выпишите соответствующие: а) неэлектролиты; б) электролиты с ионной связью; в) электролиты с ковалентной полярной связью: $Ba(OH)_2$, сахароза, Na_2SO_4, $AgNO_3$, глицерин, $FeCl_2$, HI, O_2, спирт, H_2O, KI, H_2SO_4, H_3PO_4, Br_2, KOH, $Al_2(SO_4)_3$.

4. Что будет наблюдаться, если погрузить электроды, связанные с источником постоянного тока: а) в раствор серной кислоты, б) в безводную серную кислоту?

5. Как вы считаете, почему в автомобильных аккумуляторах используется не дистиллированная вода, а раствор серной кислоты?

6. Многие вещества молекулярного строения — например иод, сера, нафталин — не растворяются в воде, но растворяются в бензине, бензоле, спирте. Являются ли эти растворы электропроводными? Обоснуйте ваш ответ.

7. К раствору массой 220 г с массовой долей хлорида натрия, равной 0,09, добавили воду массой 120 г. Рассчитайте массовую долю соли в новом растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. Определите, о каком веществе идет речь в утверждении: «Это бесцветный газ с резким неприятным запахом, в его молекуле массовые доли серы и кислорода одинаковы, а водный раствор этого вещества проводит электрический ток».

2. Оксид натрия массой 93 г растворили в воде объемом 107 $см^3$. Рассчитайте массовую долю вещества в образовавшемся растворе.

§ 8. Электролитическая диссоциация веществ

Почему растворы и расплавы электролитов проводят электрический ток? Для ответа на этот вопрос шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 г. детально изучил поведение веществ в водных растворах и выдвинул теорию, которая получила название **теории электролитической диссоциации**. Термин «диссоциация» происходит от латинского слова *dissociatio* — разъединение, распад.

Теория электролитической диссоциации

Электрический ток — это направленное движение заряженных частиц. Какие же частицы являются носителями электрического тока в растворах? В результате многочисленных экспериментов Аррениус установил, что растворы электролитов содержат больше частиц, чем их было в исходном веществе. Например, если в воде растворить хлороводород химическим количеством 1 моль, в растворе суммарное число частиц будет 2 моль, а 1 моль хлорида алюминия образует 4 моль частиц. Учитывая, что кристаллы хлорида алюминия имеют ионное строение, мы можем утверждать, что ионы алюминия и хлорид-ионы в воде переходят в раствор. Объяснения этих наблюдений явились основой теории электролитической диссоциации. Согласно этой теории, при растворении в воде или при расплавлении электролиты распадаются (*диссоциируют*) на ионы — положительно и отрицательно заряженные частицы.

! Электролитическая диссоциация — это распад электролитов на ионы в водных растворах или расплавах.

При диссоциации электролитов образуются как *простые ионы*, состоящие из одного атома (K^+, Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, S^{2-} и др.), так и *сложные ионы*, состоящие из нескольких атомов (NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} и др.).

Обратите внимание:

заряд иона и степень окисления атома записываются по-разному!

При обозначении заряда иона *справа вверху* от его формулы сначала записывают цифру, а потом знак + или −. При обозначении же степени окисления атома, как вы уже знаете, над символом элемента сначала записывается знак + или −, а потом — число.

Для обозначения заряженных частиц Аррениус использовал термин «ион», предложенный ранее М. Фарадеем. Слово «ион» в переводе с греческого означает «движущийся, идущий, странствующий». В растворах ионы непрерывно перемещаются («странствуют») в различных направлениях.

Главной причиной электролитической диссоциации в водных растворах является *взаимодействие электролитов с молекулами воды*. Такое взаимодействие называется **гидратацией**.

При погружении кристалла ионного соединения в воду полярные молекулы воды (диполи) притягиваются к ионам, находящимся на поверхности кристалла: отрицательными полюсами — к положительно заряженным ионам, а положительными полюсами — к отрицательно заряженным. Под действием молекул воды ионы отрываются от кристалла и переходят в раствор. При этом каждый отдельный ион оказывается окруженным диполями воды (рис. 17). Такие ионы называются *гидратированными ионами*.

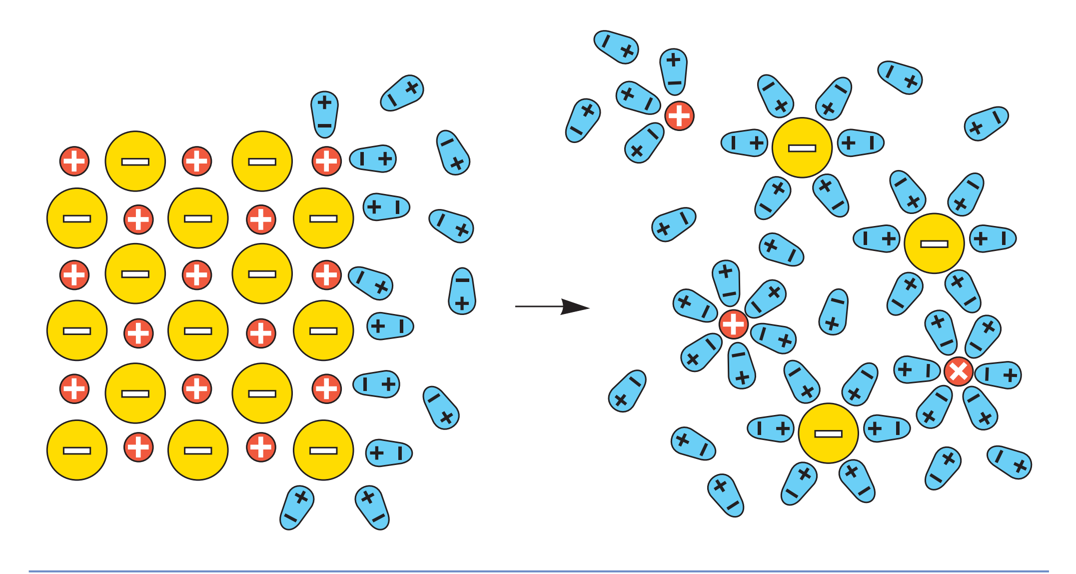


Рис. 17. Схема диссоциации ионного соединения в водном растворе

Процесс электролитической диссоциации изображают химическим уравнением, в котором вместо знака равенства пишут либо одну, либо две противоположно направленные стрелки ($\rightleftarrows$). Обычно в уравнениях

электролитической диссоциации не указывают формулы молекул воды, связанных с ионами в растворе:

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}.$$

При составлении уравнений электролитической диссоциации руководствуются следующими правилами. В левой части уравнения записывают формулу вещества-электролита, а в правой — формулы ионов, на которые распадается электролит. Их число указывают с помощью коэффициентов:

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^{+} + CO_3^{2-};\ AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^{-};\ Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^{-}.$$

Обратите внимание: сложные ионы, например CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, в процессе диссоциации не разрушаются!

В молекулах с ковалентной связью ионов нет. Если в веществе ковалентная связь является малополярной, то при его растворении в воде разрываются только слабые связи между молекулами, а сами молекулы вещества остаются целыми, т. е. не распадаются на ионы и равномерно распределяются по всему объему раствора. Но что происходит при растворении в воде веществ с сильно полярной ковалентной связью, например газа хлороводорода **HCl**?

Когда полярная молекула хлороводорода попадает в воду, к той ее части, где сосредоточен положительный заряд, молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами. К той части молекулы **HCl**, которая заряжена отрицательно, молекулы воды притягиваются положительными полюсами. В результате под действием диполей воды ковалентная полярная связь в молекуле хлороводорода разрывается с образованием гидратированных ионов водорода и хлора, которые переходят в раствор (рис. 18):

$$HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-}.$$

Рис. 18. Схема диссоциации вещества молекулярного строения в водном растворе

При разрыве химической связи электронная пара остается у отрицательно заряженного иона хлора. В растворе вместо каждой нейтральной молекулы **HCl** оказываются по два гидратированных иона: положительно заряженный ион водорода (**H^+**) и отрицательно заряженный ион хлора (**Cl^-**). При этом общий заряд положительных ионов равен общему заряду отрицательных ионов.

Диссоциация молекул других кислот (иодоводородной, азотной, серной и др.) протекает в водных растворах сходным образом.

Если атомы в молекулах растворяемых веществ связаны ковалентной малополярной или неполярной связью, то эти вещества в водных растворах не распадаются на ионы. Поэтому такие вещества являются **неэлектролитами.**

Следовательно, электролитами могут быть только вещества с ионной и ковалентной полярной связью.

При растворении в воде электролиты диссоциируют на отдельные ионы, которые в растворе окружены молекулами воды (гидратированы).

Распад электролитов на ионы в водном растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией.

Главной причиной электролитической диссоциации в растворе является взаимодействие электролитов с молекулами воды.

Вопросы и задания

1. Дайте определение электролитической диссоциации. Какова роль воды в процессе диссоциации?
2. Объясните процесс диссоциации ионных соединений. Почему электролиты с ионной связью диссоциируют лучше других веществ?
3. Составьте уравнения электролитической диссоциации сульфата калия, нитрата кальция, гидроксида калия, хлорида железа(III).
4. Чем отличается процесс диссоциации соединений с ковалентной полярной связью от процесса диссоциации ионных соединений?
5. Составьте уравнения электролитической диссоциации азотной и иодоводородной кислот.
6. Укажите формулы веществ, которые не подвергаются электролитической диссоциации в водных растворах $CaCl_2$, HBr, N_2, KI, O_2, H_2, $AlCl_3$, P_4. Почему эти вещества очень мало или практически не растворяются в воде?

7. Вычислите суммарное химическое количество (моль) ионов H^+ и SO_4^{2-}, образующихся в результате диссоциации в воде сильного электролита — серной кислоты химическим количеством 0,25 моль.
8. Вычислите число гидроксид-ионов (OH^-), которые содержатся в растворе массой 220 г с массовой долей гидроксида бария, равной 20 %.

Готовимся к олимпиадам

При некоторых заболеваниях в кровь вводят физиологический раствор, представляющий собой водный раствор с массовой долей хлорида натрия NaCl, равной 0,9 %. Вычислите: а) массу воды и массу соли, которые необходимо взять для приготовления физиологического раствора массой 10 кг; б) массу соли, которая вводится в организм человека при вливании физиологического раствора массой 200 г; в) химическое количество ионов хлора в физиологическом растворе массой 200 г.

§ 9. Ионы в растворах электролитов

Ионы, образующиеся в процессе диссоциации электролитов в водных растворах, отличаются по своим свойствам от соответствующих нейтральных атомов и молекул.

Как вы уже знаете, при растворении поваренной соли в воде, содержащиеся в ее кристаллах ионы натрия и хлора переходят в раствор:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-.$$

Сравним свойства атома и иона натрия. Общим, одинаковым в этих частицах является заряд ядра, равный 11+. Отличаются же они строением электронных оболочек, а следовательно, и свойствами (табл. 11).

Таблица 11. **Отличия атомов натрия от ионов**

Атомы Na^0	Ионы Na^+
1. Содержат по 1 электрону на внешнем (третьем) слое, слой не завершен	1. Не содержат электронов на третьем слое, второй слой завершен
2. Условный радиус равен R	2. Условный радиус меньше R
3. Не имеют заряда, т. е. являются электронейтральными	3. Имеют заряд 1+
4. Входят в состав простого вещества Na	4. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений
5. Реагируют с водой с образованием щёлочи	5. Не реагируют с водой

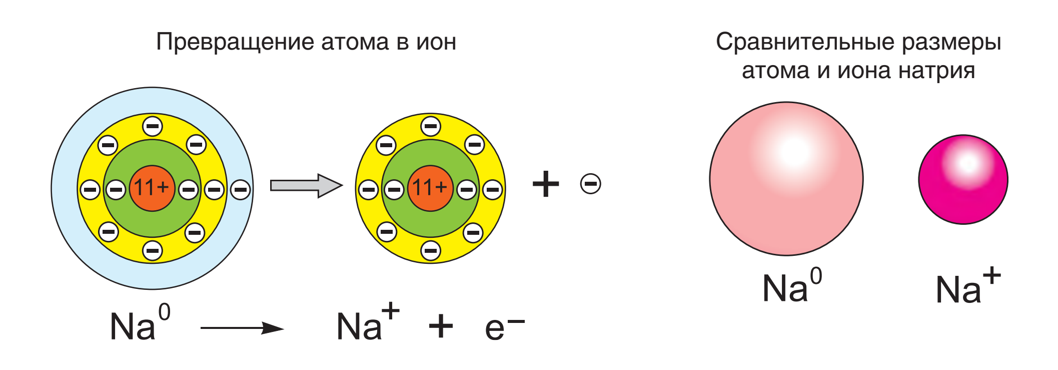


Рис. 19. Схема электронного строения атома и иона натрия

Высокая химическая активность натрия обусловлена тем, что у его атома на внешнем электронном слое находится всего один электрон. При взаимодействии с другими атомами атом натрия отдает этот электрон и превращается в гораздо более устойчивую частицу — ион $\mathbf{Na^+}$ (рис. 19). Так, атомы натрия взаимодействуют с водой, вытесняя из нее водород, а при растворении поваренной соли в воде водород не выделяется.

Строение и, следовательно, свойства атомов хлора **Cl** также будут отличаться от свойств ионов хлора $\mathbf{Cl^-}$ (табл. 12).

Таблица 12. **Отличия атомов хлора от ионов**

Атомы Cl^0	**Ионы Cl^-**
1. Содержат 7 электронов на внешнем (третьем) слое, слой не завершен	1. Содержат 8 электронов на внешнем (третьем) слое, слой завершен
2. Условный радиус равен R	2. Условный радиус больше R
3. Не имеют заряда, т. е. являются электронейтральными	3. Имеют заряд 1–
4. Входят в состав простого вещества Cl_2	4. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений
5. Реагируют с водой с образованием новых веществ	5. Не реагируют с водой

Химическая активность атома хлора связана с нехваткой одного электрона на внешнем электронном слое для его завершения (рис. 20). Этот электрон атом хлора присоединяет при взаимодействии с атомами металлов, превращаясь при этом в устойчивый ион хлора Cl^-.

Атомы хлора **Cl** могут соединяться друг с другом ковалентной неполярной связью, образуя молекулу Cl_2. Свободный хлор Cl_2 — ядовитый газ с зеленоватой окраской и характерным запахом, а ионы хлора Cl^- бесцветны и не имеют запаха. Раствор поваренной соли, как и сама соль **NaCl**, широко используется при приготовлении пищи, не причиняя вреда организму.

Аналогичным образом различаются свойства атомов водорода **H**, молекулярного водорода H_2 и ионов водорода H^+. Молекулярный водород H_2 — это газ, который почти не растворяется в воде и горит на воздухе. Ионы водорода H^+, напротив, в воде могут находиться в очень большом количестве.

Таким образом, *различия в свойствах атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц.*

В растворе ионы находятся в хаотическом движении. Но если опустить в раствор электролита электроды и подать на них электрическое напряжение, то ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы перемещаются к *катоду* (отрицательно заряженному электроду), а отрицательно заряженные ионы — к *аноду* (положительно заряженному электроду) (рис. 21). Поэтому положительно заряженные

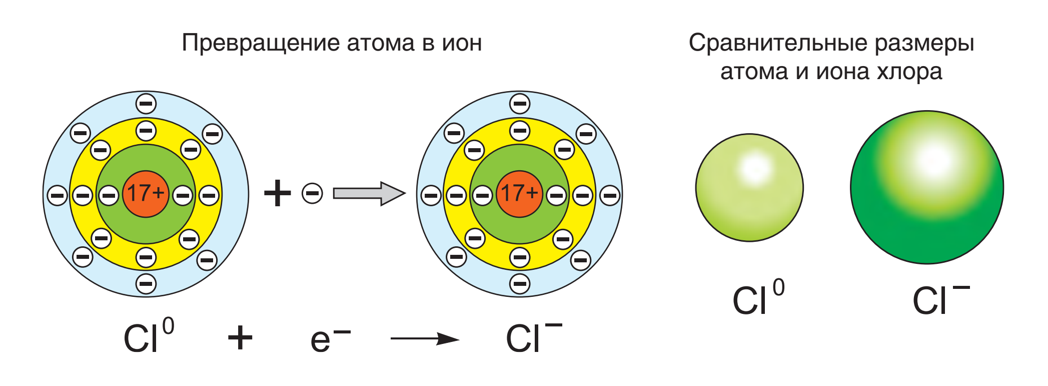


Рис. 20. Схема электронного строения атома и иона хлора

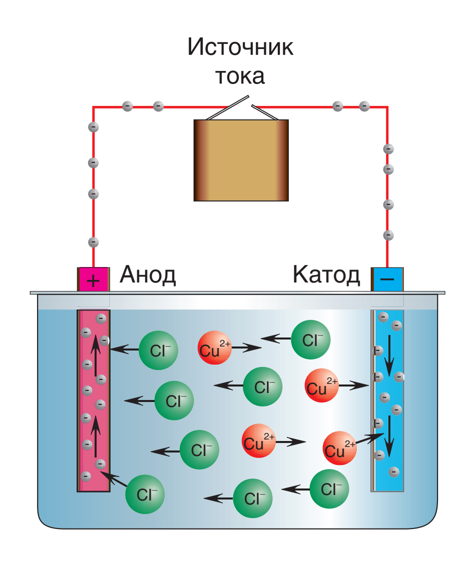


Рис. 21. Движение ионов в электрическом поле

Рис. 22. Ионы в растворах и безводных веществах

ионы получили название **катионы**, а отрицательно заряженные — **анионы**. Следы движения окрашенных ионов (например, Ni^{2+}) можно наблюдать на влажной фильтровальной бумаге, если на нее поместить крупинки соли $NiSO_4$.

Свойства ионов в растворах во многом отличаются и от свойств этих же ионов в безводных веществах. Так, например, катионы меди Cu^{2+} в сульфате меди(II) практически бесцветны, а раствор этой соли имеет голубой цвет (рис. 22). Это обусловлено, прежде всего, гидратацией катионов меди Cu^{2+}, т. е. их взаимодействием с молекулами воды.

В состав большинства минеральных вод, которые продаются в наших магазинах, входят катионы натрия, кальция, магния, хлорид-анионы, сульфат-анионы, гидрокарбонат-анионы.

Различия в свойствах атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц.

Положительно заряженные ионы называются катионами, а отрицательно заряженные — анионами.

? Вопросы и задания

1. Перечислите признаки, по которым атом химического элемента отличается от соответствующего ему иона.
2. Как называются и чем отличаются друг от друга частицы, изображенные символами: а) Cl, Cl^-, Cl_2; б) Na, Na^+; в) H, H^+, H_2?
3. Составьте электронные формулы ионов Cl^-, Na^+, Ca^{2+}, S^{2-}. Атомы каких химических элементов имеют такое же электронное строение, как каждый из ионов?
4. В водопроводной воде обнаруживаются ионы: Na^+, Ca^{2+}, Fe^{3+}, Cl^-, SO_4^{2-}. Напишите формулы веществ, которые могут находиться в этой воде.
5. Какие из указанных ионов — Ba^{2+}, Li^+, Sr^{2+}, Mn^{2+}, Pb^{2+}, PO_4^{3-}, F^- — являются катионами, а какие — анионами?
6. Приведите примеры солей, при диссоциации 1 моль которых образуется: а) 2, б) 3, в) 5 моль ионов.
7. В результате диссоциации иодида металла химическим количеством 1 моль образовалось 2 моль иодид-ионов. Определите заряд иона металла.
8. Определите общее число электронов в сульфат-ионе (SO_4^{2-}).

Готовимся к олимпиадам

1. Рассчитайте массу и химическое количество катионов железа, которые содержатся в растворе сульфата железа(II) объемом 0,5 $дм^3$ с молярной концентрацией соли, равной 0,3 $моль/дм^3$.

2. Определите, каким ионам соответствуют схемы строения электронных оболочек $[2, 8, 8]^{2-}$, $[2, 8]^{2+}$, $[2, 8]^{3-}$, $[2, 8, 8]^{-}$, $[2, 8, 8]^{+}$. Составьте формулы всех веществ, которые могут быть образованы данными ионами.

§ 10. Сильные и слабые электролиты

Все ли электролиты диссоциируют одинаково? Каждое вещество обладает определенными свойствами и, возможно, процесс диссоциации разных веществ протекает в различной степени. Действительно, если сравнить электропроводность растворов хлороводородной и угольной кислот, то оказывается, что при их одинаковой молярной концентрации раствор хлороводорода обладает большей электропроводностью. Следовательно, в растворе хлороводородной кислоты больше заряженных частиц (ионов), т. е. молекулы HCl диссоциируют лучше.

В зависимости от способности к диссоциации все электролиты условно делят на две группы — сильные и слабые. К **сильным электролитам** относятся вещества, которые при растворении практически полностью диссоциируют на ионы. Это почти все соли, щёлочи (**LiOH, KOH, NaOH** и др.), кислоты (**HCl, H_2SO_4, HNO_3** и др.), которые так и называются —

сильные кислоты (рис. 23, вверху). Диссоциацию таких электролитов записывают в виде уравнения со стрелкой в одном направлении:

$$KI \rightarrow K^+ + I^-; \quad LiOH \rightarrow Li^+ + OH^-; \quad HCl \rightarrow H^+ + Cl^-.$$

При растворении ионного соединения его кристаллическая структура разрушается под действием молекул воды, в результате чего в растворе образуются гидратированные ионы (см. рис. 17). Поэтому все растворимые ионные соединения в растворах находятся в виде ионов.

Вещества молекулярного строения с ковалентной полярной связью также способны распадаться на ионы в водных растворах (см. рис. 18). Полярные молекулы воды усиливают полярность молекулы электролита, превращая ее практически в ионную структуру с последующим распадом на ионы. Диссоциация полярных молекул может быть полной или частичной в зависимости от степени полярности связей в молекуле.

К **слабым электролитам** относятся вещества, при растворении диссоциирующие на ионы в незначительной степени. Это, например, такие кислоты как H_2S, H_2CO_3, HNO_2 (азотистая кислота), HF, H_3PO_4, все органические кислоты. В водных растворах они диссоциируют обратимо. Это означает, что одновременно в растворе осуществляются два противоположных процесса — распад молекул на ионы (*диссоциация*) и объединение ионов в молекулы (*ассоциация*). Поэтому в растворах слабых электролитов наряду с ионами содержатся недиссоциированные молекулы. Диссоциацию таких электролитов, например азотистой кислоты HNO_2, отображают в виде уравнения с двумя противоположно направленными стрелками (см. рис. 23, внизу):

$$HNO_2 \underset{\text{ассоциация}}{\overset{\text{диссоциация}}{\rightleftarrows}} H^+ + NO_2^-.$$

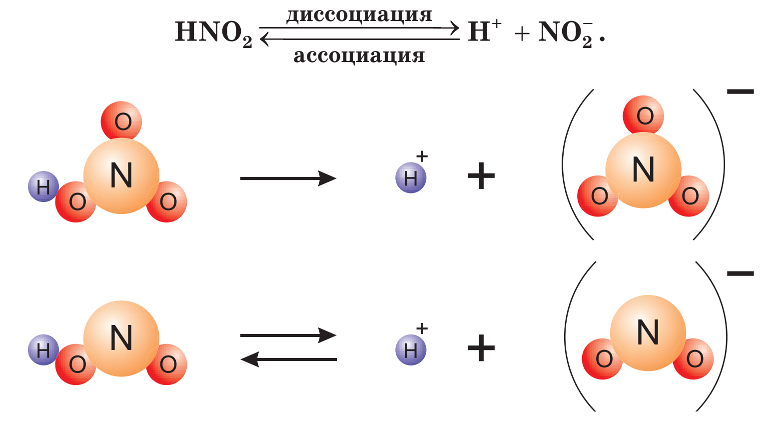


Рис. 23. Схема диссоциации азотной (вверху) и азотистой (внизу) кислот

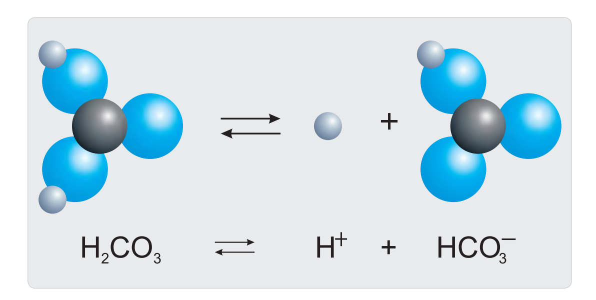


Рис. 24. Схема диссоциации угольной кислоты по первой ступени

Разберем более подробно процесс диссоциации слабой двухосновной угольной кислоты $\mathbf{H_2CO_3}$. Как и азотистая кислота, она диссоциирует не полностью и обратимо. От молекулы $\mathbf{H_2CO_3}$ ионы водорода отщепляются не одновременно, как в случае сильных кислот, а последовательно, или *ступенчато*. На *первой ступени* диссоциации образуются катионы водорода и анионы HCO_3^- (рис. 24):

$$\mathbf{H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-}.$$

Анионы HCO_3^- называются *гидрокарбонат-ионами*. Соединяясь с ионами $\mathbf{H^+}$, они превращаются в недиссоциированные молекулы $\mathbf{H_2CO_3}$. При этом, как и в случае азотистой кислоты, процессы диссоциации и ассоциации протекают одновременно, и в растворе содержатся как ионы, так и недиссоциированные молекулы кислоты.

На *второй ступени* гидрокарбонат-ионы обратимо диссоциируют с образованием катионов водорода и *карбонат-анионов* (рис. 25):

$$\mathbf{HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}}.$$

Как правило, на второй ступени диссоциация происходит гораздо слабее.

Кроме слабых кислот, к слабым электролитам относятся также малорастворимые основания, например $\mathbf{Cu(OH)_2}$, раствор аммиака в воде.

Чистая вода является очень слабым электролитом и незначительно диссоциирует на ионы водорода и гидроксид-ионы:

$$\mathbf{H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-}.$$

Содержание ионов $\mathbf{H^+}$ и $\mathbf{OH^-}$ в воде чрезвычайно мало, поэтому диссоциацией воды мы обычно пренебрегаем, а среда дистиллированной воды является нейтральной.

С количественными характеристиками способности веществ к диссоциации вы познакомитесь при дальнейшем изучении химии.

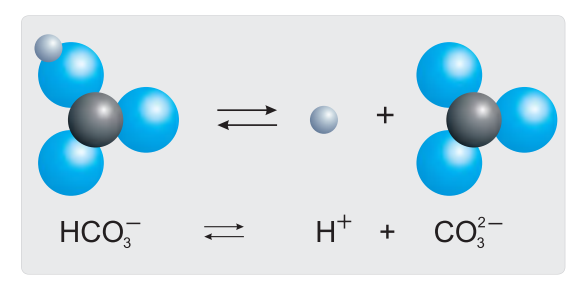


Рис. 25. Схема диссоциации угольной кислоты по второй ступени

По способности диссоциировать в водных растворах электролиты делятся на сильные и слабые.

Растворимые вещества с ионной и ковалентной сильно полярной связью относятся к сильным электролитам.

Растворимые вещества с ковалентной малополярной связью относятся к слабым электролитам. В их растворах наряду с ионами присутствуют недиссоциированные молекулы.

? Вопросы и задания

1. Объясните, в чем заключается отличие слабых электролитов от сильных.

2. Из перечня формул — K_2SO_4, $Cu(OH)_2$, $AgNO_3$, NaI, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2CO_3, H_2SO_4, HI, HF — выберите формулы сильных электролитов. Назовите эти вещества и запишите уравнения их электролитической диссоциации.

3. В растворе какой кислоты — серной или сероводородной — с одинаковой молярной концентрацией лампочка прибора для определения электропроводности жидкостей будет гореть ярче? Почему?

4. Процесс диссоциации каких электролитов является обратимым? Как вы это понимаете?

5. Из перечня формул — $Cu(NO_3)_2$, HNO_3, H_2CO_3, K_2SO_4, H_2O, $NaOH$, H_2S, Cl_2, $Al_2(SO_4)_3$, HNO_2 — выберите формулы: а) сильных электролитов, б) слабых электролитов. Составьте уравнения электролитической диссоциации этих веществ.

6. Составьте формулы солей, которые могут находиться в морской воде, если в ней обнаруживаются следующие ионы: Ca^{2+}, Na^{+}, Mg^{2+}, Br^{-}, Cl^{-}, SO_4^{2-}, HCO_3^{-}.

7. Формулы солей — $AlCl_3$, $NaCl$, $CaCl_2$ — расположите в ряд по мере увеличения числа ионов, образующихся при диссоциации 1 моль каждой соли.

8. В двух колбах находятся растворы одинакового объема: в первой — раствор азотной, а во второй — раствор фтороводородной кислоты, концентрации которых также одинаковы. В какой из этих колб общее число ионов намного больше?

Готовимся к олимпиадам

Учитывая, что трехосновная фосфорная кислота относится к слабым электролитам, составьте уравнения постадийной диссоциации этой кислоты. Попробуйте обосновать, на какой из стадий диссоциация происходит в наибольшей степени.

§ 11. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей

Вы уже знаете, что химические вещества делятся на классы — оксиды, кислоты, основания, соли. Как ведут себя в водных растворах вещества этих классов?

Вспомните отношение оксидов к воде. Осно́вные оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей. Кислотные оксиды в результате растворения в воде образуют кислоты. Таким образом, осно́вные и кислотные оксиды не являются электролитами и при контакте с водой не распадаются на ионы, а реагируют с ней. Электролитами являются кислоты, щёлочи и соли.

Водные растворы кислот имеют некоторые общие свойства. Для них характерны *кислый вкус, способность окрашивать лакмус в красный цвет, взаимодействовать с некоторыми металлами с выделением водорода, а также с осно́вными оксидами и основаниями*. Точно также некоторые общие свойства имеют водные растворы всех щелочей: они *мыльные на ощупь, окрашивают лакмус в синий цвет, способны реагировать с кислотными оксидами, кислотами*. Водные растворы солей одной и той же кислоты или солей одного и того же металла также имеют общность свойств. Основная причина общности свойств растворов таких электролитов определяется однотипностью процессов их диссоциации.

Диссоциация кислот

Кислоты диссоциируют в водных растворах на ионы водорода H^+ и анион кислотного остатка, например:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-; \qquad HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-.$$

Как вы уже знаете, молекулы кислот могут содержать разное количество атомов водорода. Число атомов водорода в молекуле кислоты, способное замещаться атомами металла с образованием соли, определяет **осно́вность** кислоты. Так, например, HCl и HNO_3 — одноосно́вные, H_2SO_4 и H_2CO_3 — двухосно́вные, H_3PO_4 — трехосно́вная кислоты.

Многоосно́вные сильные кислоты диссоциируют ступенчато. Однако, поскольку при этом атомы водорода, превращаясь в ионы, уходят в раствор практически одновременно, диссоциацию таких кислот записывают одним уравнением:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

Диссоциация многоосно́вных слабых кислот протекает сложнее, чем сильных. Например, слабые двухосно́вные кислоты частично диссоциируют

только по первой ступени: $H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$. Диссоциация по второй ступени ($HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$) практически невозможна. Поэтому в водных растворах слабых кислот наряду с ионами водорода и анионами кислотного остатка присутствуют недиссоциированные молекулы. Свойства таких растворов, например специфический запах сероводородной кислоты H_2S, связаны с наличием в растворе молекул, которые могут испаряться из раствора.

Таким образом, в растворах всех кислот содержатся ионы водорода H^+, которые и обусловливают общие свойства водных растворов кислот: кислый вкус, способность изменять окраску индикаторов, взаимодействовать с другими веществами. *Растворы, которые содержат ионы водорода, принято называть кислыми или говорить, что они имеют кислотный характер (кислую среду).* Чем больше ионов водорода находится в растворе, тем выше кислотность среды.

У газа хлороводорода **HCl**, так же как и у безводной серной кислоты, кислотные свойства отсутствуют. Эти свойства проявляются только в водных растворах указанных веществ, так как в процессе их диссоциации образуются ионы водорода, которые и определяют кислотный характер растворов. Следовательно, можно дать такое определение кислот.

! Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.

Первое определение кислот в химии было предложено Р. Бойлем (1627—1691). Кислотами он называл вещества, которые реагировали с содой с выделением газа и окрашивали фиолетовые цветки фиалки в красный цвет. Позже он исследовал отвары, спиртовые вытяжки, соки других растений и установил, что щёлочи также меняют их окраску.

Диссоциация оснований

Растворимые в воде основания называются **щелочами**. В результате диссоциации щелочей образуются катионы металлов и гидроксид-ионы:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-; \quad KOH \rightarrow K^+ + OH^-; \quad Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-.$$

Мыльность растворов, способность окрашивать индикаторы, их едкое действие — результат присутствия в водном растворе ***гидроксид-ионов*** OH^-. Поэтому можно дать такое определение оснований.

! Основания — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

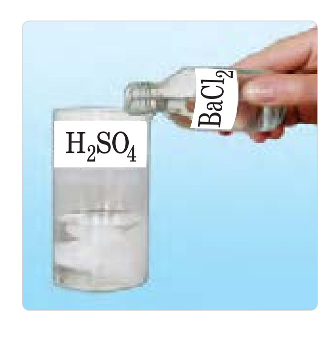


Рис. 26. Взаимодействие серной кислоты с хлоридом бария

Вместе с тем и кислоты, и основания обладают индивидуальными свойствами, зависящими от природы аниона или катиона соответственно. Некоторые свойства серной кислоты и ее солей (например, образование осадка с раствором хлорида бария) обусловлены свойствами ее аниона SO_4^{2-} (рис. 26).

Диссоциация солей

! Соли — это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:

$NaI \rightarrow Na^+ + I^-$;

$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$;

$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$;

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$.

Свойства растворов солей также обусловлены свойствами всех ионов, которые образуются в процессе диссоциации.

Раствор, в котором находятся одинаковые количества ионов **H^+** и **OH^-**, как в чистой воде, называют *нейтральным*. Если в растворе содержится больше ионов **H^+**, такой раствор называют *кислым*, а раствор, в котором больше ионов **OH^-**, — *щелочным* (табл. 13).

Таблица 13. **Характеристика среды растворов**

Среда раствора		
Кислая $n(H^+) > n(OH^-)$	Нейтральная $n(H^+) = n(OH^-)$	Щелочная $n(H^+) < n(OH^-)$
HCl, HNO_3, H_2SO_4 и др.	**H_2O, $NaCl$, KNO_3** и др.	**$NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$** и др.

Определить среду раствора — это значит обнаружить в нем ионы H^+ и OH^-. Это можно сделать с помощью уже известных вам веществ — индикаторов (рис. 27). *Индикаторы* — ор-

Рис. 27. Окраска лакмуса в кислой и щелочной среде

ганические вещества, некоторые из которых встречаются в живой природе. В лаборатории чаще всего применяются уже известные вам лакмус, метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор.

Лабораторный опыт 1

Обнаружение катионов водорода и гидроксид-анионов в растворах

Обнаружение ионов, обеспечивающих кислую или щелочную среду в растворах, имеет большое значение в лабораторной практике, медицине, промышленности и в быту.

1. Обратите внимание на окраску лакмуса, метилоранжа и фенолфталеина в нейтральной среде — водном растворе или на полоске универсальной индикаторной бумаги. Занесите результаты ваших наблюдений в таблицу.

2. Налейте в две пробирки раствор серной кислоты (или хлороводородной кислоты) и добавьте в одну пробирку 1—2 капли лакмуса (или метилоранжа), а во вторую 2—3 капли фенолфталеина. Обратите внимание на изменение окраски индикатора.

3. В пробирку с раствором гидроксида натрия добавьте 2—3 капли фенолфталеина. Появление малиновой окраски свидетельствует о наличии в растворе гидроксид-ионов.

Повторите опыт по обнаружению гидроксид-ионов в растворе щёлочи при помощи лакмуса или метилоранжа. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

Ион	**Окраска индикатора**		
	Лакмус	**Метилоранж**	**Фенолфталеин**
В нейтральной среде (в дистиллированной воде)			
H^+ В растворе кислоты (...)			
OH^- В растворе щёлочи (...)			

Как вы думаете, в какой цвет окрасится капля лакмуса, если ее поместить на срез лимона?

Рис. 28. Кислоты и щёлочи в лаборатории

Растворы кислот, щелочей, ряда солей опасны для человека. Растворы многих кислот, попадая на кожу, в глаза, могут вызвать ожоги. Чем сильнее кислота, тем тяжелее ожог. Также опасны и вызывают химические ожоги щёлочи, содержащие гидроксид-ионы. Это свойство отражено в устаревших названиях щелочей, например «едкий натр» (**NaOH**), «едкое кали» (**KOH**) (рис. 28). Ионы, входящие в состав солей, также не безопасны для человека. Например, к сильным ядам относятся соли, содержащие катионы свинца, ртути и др.

Свойства водных растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, образующихся при их диссоциации.

Кислоты — это электролиты, в водных растворах которых в качестве катионов содержатся только ионы водорода.

Основания — электролиты, в водных растворах которых в качестве анионов содержатся только гидроксид-ионы.

Соли — это электролиты, в водных растворах которых содержатся катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Если содержание ионов H^+ в растворе больше, чем содержание ионов OH^-, такой раствор называют кислым, а раствор, в котором содержание ионов OH^- больше, чем ионов H^+, — щелочным.

? Вопросы и задания

1. Дайте определения кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) иодоводородной кислоты HI, б) сернистой кислоты H_2SO_3, в) гидроксида бария, г) нитрата меди(II), е) хлорида кальция.

3. Какие из оснований, формулы которых $NaOH$, $Cu(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, растворимы в воде? Как называются эти основания? Запишите уравнения их электролитической диссоциации.

4. Определите химическое количество ионов, которые образуются при диссоциации: а) фосфата натрия Na_3PO_4 химическим количеством 2 моль; б) сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ химическим количеством 3 моль.

5. Составьте максимальное число формул веществ, в растворах которых содержатся ионы: Al^{3+} ; Cl^- ; NO_3^-; Na^+; CO_3^{2-}; Fe^{3+}; SO_4^{2-}; Ba^{2+}.

6. Определите число катионов в растворе, содержащем сульфат железа(III) массой 40 г.

7. Вычислите массу сульфата натрия в растворе, если известно, что в нем содержатся ионы SO_4^{2-} химическим количеством 0,2 моль.

8. Вычислите суммарное химическое количество ионов в растворе, полученном при растворении в воде хлороводорода HCl: а) объемом 1,12 дм^3 (н. у.); б) массой 73 г. Диссоциацией воды можно пренебречь.

§ 12. Реакции ионного обмена

Познакомившись с диссоциацией солей, кислот и щелочей, мы узнали, что сильные электролиты существуют в растворах только в виде ионов. Следовательно, все реакции, которые происходят между электролитами в растворах, являются реакциями между ионами и называются *ионными реакциями.*

Ионными реакциями называются реакции, протекающие в водных растворах с участием ионов электролитов.

Многие реакции, протекающие в растворах, относятся к реакциям ***обмена***. Напомним, что к этому типу относятся реакции между сложными веществами, в результате которых эти вещества обмениваются своими составными частями. Такими составными частями веществ в электролитах являются ионы.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если в результате взаимодействия между ионами образуются **малодиссоциирующие** (вода или другие слабые электролиты), **нерастворимые** (осадки) и **газообразные** вещества.

Реакция ионного обмена, сопровождающаяся образованием слабого электролита (воды)

Вы уже знаете, что реакция между кислотой и основанием называется реакцией *нейтрализации*. В результате такого процесса образуются соль и вода:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

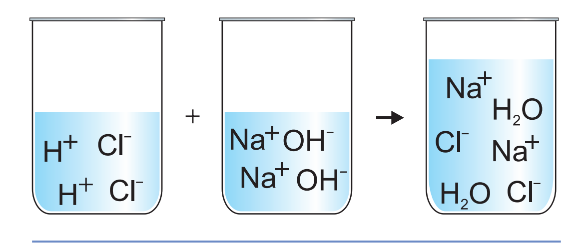


Рис. 29. Реакция нейтрализации

Уравнение реакции, записанное в такой форме, обычно называют ***молекулярным*** (или уравнением в *молекулярной форме*). Молекулярным уравнением может изображаться любая реакция.

За ходом нейтрализации удобно следить с помощью индикатора, изменение окраски которого свидетельствует об окончании реакции между кислотой и щёлочью.

Три из четырех участников рассматриваемой реакции (**HCl, NaOH** и **NaCl**) являются сильными электролитами, т. е. находятся в растворе в виде ионов (рис. 29). Вода — слабый электролит, практически не диссоциирующий на ионы. Поэтому ионное уравнение данной реакции можно записать следующим образом:

$$\mathbf{H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O.}$$

Такая запись процесса называется ***полным ионным*** уравнением. В ионном уравнении все *сильные электролиты* записываются в виде *формул их ионов. Твердые, плохо растворимые, газообразные вещества* и *слабые электролиты (включая воду)* записываются в виде их *молекулярных формул*.

Если в правой и левой частях полного ионного уравнения исключить (сократить) одинаковые по химическому составу и числу ионы ($\mathbf{Na^+}$ и $\mathbf{Cl^-}$), то получим ***сокращенное (краткое) ионное уравнение***:

$$\mathbf{H^+ + OH^- = H_2O.}$$

В левой части уравнения такого вида обычно сначала записывается катион, а потом — анион. Уравнение показывает, что реакция нейтрализации сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами с образованием малодиссоциирующего вещества, каким является вода.

Составьте самостоятельно все три формы уравнений реакции нейтрализации между азотной кислотой и гидроксидом калия. Вы видите, что любая реакция между сильной кислотой и щёлочью сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами. Поэтому одно и то же сокращенное ионное уравнение может описывать несколько реакций ионного обмена с участием различных веществ, и ему будут соответствовать несколько уравнений в молекулярном виде.

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся образованием осадков

Взаимодействие между водными растворами сульфата натрия $\mathbf{Na_2SO_4}$ и хлорида бария $\mathbf{BaCl_2}$ — пример процесса образования нерастворимого вещества:

$$\mathbf{BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.}$$

Полное ионное уравнение такой реакции имеет вид:

$$\mathbf{Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-.}$$

Если в этом уравнении исключить одинаковые ионы в правой и левой частях (это означает, что *такие ионы не участвуют в процессе!*), то получим уравнение в сокращенном ионном виде:

$$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.}$$

Это уравнение показывает, что при взаимодействии раствора сульфата натрия с раствором хлорида бария происходит связывание ионов бария $\mathbf{Ba^{2+}}$ с сульфат-ионами $\mathbf{SO_4^{2-}}$ с образованием осадка сульфата бария (рис. 30). Точно такое же сокращенное ионное уравнение будет, если вместо хлорида бария взять, например, нитрат бария $\mathbf{Ba(NO_3)_2}$, а вместо сульфата натрия — сульфат калия $\mathbf{K_2SO_4}$ или серную кислоту $\mathbf{H_2SO_4}$. Таким образом, одному и тому же сокращенному ионному уравнению будут соответствовать несколько уравнений в молекулярном виде.

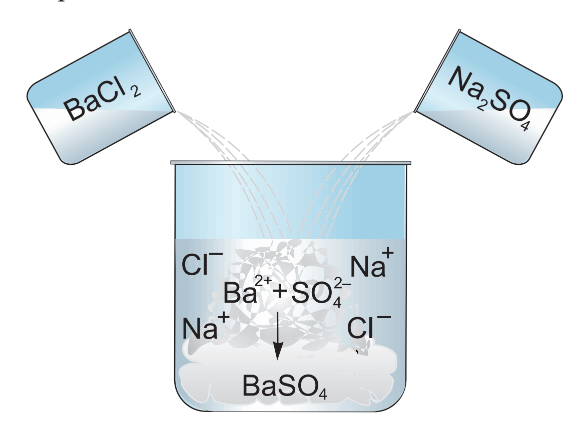


Рис. 30. Реакция хлорида бария с сульфатом натрия

При составлении уравнений реакций обмена с образованием осадка необходимо пользоваться таблицей растворимости (см. форзац II), в которой указана растворимость электролитов в воде.

Например, необходимо определить, будет ли выпадать осадок при смешивании растворов нитрата кальция $\mathbf{Ca(NO_3)_2}$ и карбоната калия $\mathbf{K_2CO_3}$. Записываем уравнение реакции:

$$\mathbf{Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2KNO_3.}$$

Для определения растворимости карбоната кальция $\mathbf{CaCO_3}$ в таблице растворимости находим столбец катиона $\mathbf{Ca^{2+}}$ и строку аниона $\mathbf{CO_3^{2-}}$. В месте их пересечения стоит буква «Н». Это означает, что карбонат кальция нерастворим в воде и выпадает в осадок при смешивании растворов нитрата кальция и карбоната калия.

Аналогичным образом определяем, что нитрат калия KNO_3 в воде растворим. Значит, уравнение реакции записываем так:

$$\mathbf{Ca^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-},$$

а в сокращенном ионном виде:

$$\mathbf{Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow}.$$

(Прочерк в таблице растворимости означает, что вещество не существует или разлагается водой.)

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением газов

Связывание ионов приводит и к образованию газообразного продукта, выделяющегося из раствора.

Например, если к раствору соды Na_2CO_3 прилить раствор серной кислоты, то наблюдается выделение пузырьков углекислого газа (рис. 31):

$$\mathbf{Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O}.$$

В полной ионной форме это уравнение записывается следующим образом:

$$\mathbf{2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} =}$$
$$\mathbf{= 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_2\uparrow + H_2O}.$$

Рис. 31. Реакция с образованием газообразного вещества

Сокращенное ионное уравнение реакции в этом случае такое:

$$\mathbf{2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O}.$$

Таким образом, реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают **полностью** («до конца»), если соблюдается одно из следующих условий:

1) образуется осадок;

2) выделяется газообразное вещество;

3) образуется вода или другой слабый электролит.

С точки зрения теории электролитической диссоциации это означает, что в реакции образуются вещества, полученные в результате связывания ионов в осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Многие реакции между растворами электролитов являются реакциями между ионами, т. е. ионными реакциями.

Реакции ионного обмена происходят только в том случае, если в результате образуются малорастворимые, газообразные или малодиссоциирующие вещества.

Уравнения реакций, отражающие взаимодействие между ионами в растворе, называются ионными уравнениями — полными или сокращенными.

Вопросы и задания

1. По каким признакам можно определить, что реакция ионного обмена протекает до конца?

2. Укажите отличия сокращенного и полного ионного уравнений.

3. Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:

а) хлорида калия и нитрата серебра(I);

б) гидроксида натрия и сульфата меди(II);

в) сульфата алюминия и хлорида бария.

4. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения возможных реакций между попарно сливаемыми растворами солей: Na_2CO_3 и $BaCl_2$; $AgNO_3$ и Na_3PO_4.

5. Дополните уравнения химических реакций формулами веществ, расставьте коэффициенты и, пользуясь таблицей растворимости, составьте полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:

а) $KOH + HNO_3 = KNO_3 + \ldots$;

б) $K_2CO_3 + \ldots \rightarrow KCl + H_2O + CO_2$;

в) $\ldots + Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 + NaNO_3$;

г) $Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 \rightarrow \ldots + KNO_3$;

д) $FeCl_3 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + \ldots$;

е) $FeCl_2 + \ldots \rightarrow Fe(NO_3)_2 + AgCl$.

6. Составьте молекулярные уравнения реакций, выраженных сокращенными ионными уравнениями:

а) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$;

б) $Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg^{2+} + 2H_2O$.

7. Определите массу раствора с массовой долей серной кислоты, равной 20 %, необходимого для нейтрализации раствора гидроксида натрия массой 200 г, в котором массовая доля гидроксида натрия составляет 0,1.
8. Составьте максимально возможное число уравнений реакций между ионами Cu^{2+}, Fe^{3+}, OH^-, S^{2-}, H^+, SO_4^{2-}, Ba^{2+}. К трем из них подберите молекулярные уравнения реакций.
9. В растворе гидроксида натрия химическое количество катионов равно 0,2 моль. К раствору приливали серную кислоту до его полной нейтрализации. Рассчитайте массу образовавшейся при этом соли.
10. Гидроксид железа(III) массой 267,5 г растворили в азотной кислоте. Рассчитайте массу образовавшейся при этом соли и химическое количество ионов железа(III) в полученном растворе.

Готовимся к олимпиадам

Рассчитайте, хватит ли раствора карбоната натрия массой 220 г с массовой долей соли, равной 30 %, для полного осаждения ионов кальция из раствора массой 200 г, в котором массовая доля хлорида кальция составляет 25 %. Чему будет равна масса осадка, который образуется в результате осаждения?

§ 13. Расчеты по уравнениям химических реакций, протекающих в растворах электролитов

Как вы уже знаете, реакции с участием электролитов осуществляются за счет взаимодействия ионов, содержащихся в их растворах. В таких реакциях могут участвовать также слабодиссоциирующие и малорастворимые вещества и неэлектролиты, например оксиды. При написании ионных уравнений реакций формулы таких веществ записываются в молекулярном виде. Последовательность действий рассмотрим на конкретных примерах.

Пример 1. *Взаимодействие гидроксида меди(II) с соляной кислотой.*

а) Записываем молекулярное уравнение реакции:

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O.$$

б) Составляем полное ионное уравнение. Для этого определяем, какие вещества являются сильными электролитами (**HCl** и **$CuCl_2$**), и записываем их формулы в ионном виде. Малорастворимые и слабодиссоциирующие вещества (**$Cu(OH)_2$** и **H_2O**) записываем в молекулярном виде:

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^- = Cu^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O.$$

Обратите внимание, что коэффициенты, стоящие перед формулами веществ в молекулярном уравнении, учитываются и в полном ионном уравнении.

в) Записываем сокращенное ионное уравнение. Для этого из левой и правой частей полного ионного уравнения удаляем (вычеркиваем) ионы, не участвующие в химической реакции (**Cl^-**):

$$\mathbf{Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O.}$$

Анализируем сокращенное ионное уравнение и делаем вывод, что данная реакция протекает за счет взаимодействия ионов водорода с осадком гидроксида меди(II) с образованием ионов меди(II) и воды.

На основе уравнений реакций, протекающих в растворах электролитов, можно проводить различные количественные расчеты.

Пример расчета. Хватит ли ионов водорода, содержащихся в растворе хлороводородной кислоты массой 152 г с массовой долей HCl, равной 12 %, для полного растворения осадка гидроксида меди(II) массой 19,6 г?

Решение

1. Определим химическое количество гидроксида меди (II):

$$n(\text{Cu(OH)}_2) = \frac{m(\text{Cu(OH)}_2)}{M(\text{Cu(OH)}_2)} = \frac{19{,}6\text{ г}}{98\text{ г/моль}} = 0{,}2\text{ моль.}$$

2. Рассчитаем массу хлороводородной кислоты в растворе:

$$m(\text{HCl}) = m(\text{р-ра})\cdot w(\text{HCl}) = 152\text{ г}\cdot 0{,}12 = 18{,}24\text{ г.}$$

3. Найдем химическое количество HCl и, соответственно, химическое количество ионов водорода в растворе:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{18{,}24\text{ г}}{36{,}5\text{ г/моль}} = 0{,}5\text{ моль.}$$

Поскольку из 1 моль HCl в результате диссоциации образуется 1 моль ионов водорода, следовательно, из 0,5 моль HCl образуется 0,5 моль ионов водорода, т. е.

$$n(\text{H}^+) = 0{,}5\text{ моль.}$$

4. По сокращенному ионному уравнению составим пропорцию и определим, какое химическое количество ионов понадобится для реакции с $Cu(OH)_2$ химическим количеством 0,2 моль:

$$\underset{1\text{ моль}}{\overset{0{,}2\text{ моль}}{\text{Cu(OH)}_2}} + \underset{2\text{ моль}}{\overset{x\text{ моль}}{2\text{H}^+}} = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$$

Отсюда получим, что $x = 0{,}4$ моль ионов водорода — столько потребуется для реакции. Поскольку в растворе имеется 0,5 моль ионов $\mathbf{H^+}$, этого их химического количества будет достаточно для растворения осадка.

Пример 2. *Взаимодействие раствора гидроксида натрия с газообразным оксидом серы(IV) SO_2.*

а) Записываем молекулярное уравнение реакции:

$$\mathbf{2NaOH + SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O.}$$

б) Составляем полное ионное уравнение реакции. Для этого определяем, какие вещества являются сильными электролитами ($\mathbf{NaOH}$ и $\mathbf{Na_2SO_3}$) и записываем их формулы в ионном виде. Формулу газообразного $\mathbf{SO_2}$ и воды $\mathbf{H_2O}$ записываем в молекулярном виде:

$$\mathbf{2Na^+ + 2OH^- + SO_2 = 2Na^+ + SO_3^{2-} + H_2O.}$$

в) Записываем сокращенное ионное уравнение:

$$\mathbf{2OH^- + SO_2 = SO_3^{2-} + H_2O.}$$

Из анализа сокращенного ионного уравнения делаем вывод, что данная реакция протекает за счет взаимодействия гидроксид-ионов $\mathbf{OH^-}$ с молекулами $\mathbf{SO_2}$ с образованием сульфит-ионов $\mathbf{SO_3^{2-}}$ и воды.

Пример расчета. Какой объем (дм^3, н. у.) оксида серы (IV) понадобится для реакции с гидроксид-ионами, которые содержатся в растворе гидроксида натрия массой 180 г с массовой долей щёлочи, равной 0,1?

Решение

1. Рассчитаем массу гидроксида натрия в растворе:

$$m(\text{NaOH}) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{NaOH}) = 180 \text{ г} \cdot 0{,}1 = 18 \text{ г}.$$

2. Определим химическое количество гидроксида натрия в растворе:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{18 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0{,}45 \text{ моль}.$$

Соответственно, химическое количество гидроксид-ионов в растворе также равно 0,45 моль. Поскольку из 1 моль NaOH в результате диссоциации образуется 1 моль гидроксид-ионов, $n\,(\text{OH}^-) = 0{,}45$ моль.

3. По молекулярному (или сокращенному ионному) уравнению составим пропорцию и вычислим, какое химическое количество SO_2 понадобится для реакции с NaOH химическим количеством 0,45 моль:

$$\underset{2 \text{ моль}}{\overset{0{,}45 \text{ моль}}{2\text{NaOH}}} + \underset{1 \text{ моль}}{\overset{x \text{ моль}}{\text{SO}_2}} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O},$$

отсюда $x = 0{,}225$ моль SO_2.

4. Найдем объем оксида серы (IV):

$$V(SO_2) = n(SO_2) \cdot V_m = 0{,}225 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 5{,}04 \text{ дм}^3.$$

В результате реакций ионного обмена между кислотами и основаниями в растворах образуются соли и вода. При *полной нейтрализации* кислота и щёлочь расходуются полностью с образованием нейтрального раствора. Если же кислота берется в недостатке по отношению к щёлочи (или наоборот), происходит неполная нейтрализация.

Пример 3. *Взаимодействие раствора гидроксида калия с раствором серной кислоты.*

а) Составляем молекулярное уравнение реакции:

$$\mathbf{2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O.}$$

б) Записываем полное ионное уравнение реакции. Поскольку в данной реакции сильными электролитами являются **KOH, H_2SO_4** и **K_2SO_4**, полное ионное уравнение имеет вид:

$$\mathbf{2K^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2K^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O.}$$

в) Записываем сокращенное ионное уравнение:

$$\mathbf{2OH^- + 2H^+ = 2H_2O; \qquad OH^- + H^+ = H_2O.}$$

Пример расчета. К раствору массой 200 г с массовой долей серной кислоты, равной 4,9 %, прибавили раствор массой 400 г с массовой долей гидроксида калия, равной 0,056. Какова окраска индикатора лакмуса в растворе после реакции?

Решение

1. Рассчитаем массы веществ в исходных растворах:

$$m(H_2SO_4) = m(\text{р-ра}) \cdot w(H_2SO_4) = 200 \text{ г} \cdot 0{,}049 = 9{,}8 \text{ г};$$

$$m(KOH) = m(\text{р-ра}) \cdot w(KOH) = 400 \text{ г} \cdot 0{,}056 = 22{,}4 \text{ г}.$$

2. Определим химические количества веществ:

$$n(KOH) = \frac{22{,}4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0{,}4 \text{ моль};$$

$$n(H_2SO_4) = \frac{9{,}8 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0{,}1 \text{ моль}.$$

3. На основании молекулярного уравнения реакции определим химическое количество гидроксида калия, необходимого для полной нейтрализации серной кислоты в растворе:

$$\underset{2\text{ моль}}{\overset{x\text{ моль}}{2KOH}} + \underset{1\text{ моль}}{\overset{0{,}1\text{ моль}}{H_2SO_4}} = K_2SO_4 + 2H_2O,$$

откуда получим: $x = 0{,}2$ моль KOH.

4. Поскольку найденное химическое количество KOH (0,2 моль) меньше содержащегося в исходном растворе (0,4 моль), щёлочь была взята в избытке, и среда полученного раствора щелочная. В таком растворе лакмус окрашивается в синий цвет.

В некоторых случаях при смешивании растворов двух сильных электролитов химические реакции не происходят. Смешаем, например, растворы нитрата натрия и хлорида кальция. Составим молекулярное уравнение предполагаемой реакции обмена:

$$2NaNO_3 + CaCl_2 = 2NaCl + Ca(NO_3)_2.$$

Определим, какие ионы находятся в полученном растворе, записав полное ионное уравнение:

$$2Na^+ + 2NO_3^- + Ca^{2+} + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + Ca^{2+} + 2NO_3^-.$$

Очевидно, что в данном случае ионы друг с другом не связываются и никаких изменений в растворе не происходит. Следовательно, реакция просто не идет, а в растворе содержатся ионы четырех видов.

? Вопросы и задания

1. По каким признакам можно определить, что реакция ионного обмена протекает до конца?
2. Могут ли одновременно в водном растворе в свободном виде находиться ионы Na^+ и SO_4^{2-}; Ba^{2+} и Cl^-; Cu^{2+} и S^{2-}; H^+ и OH^-?
3. Вычислите массу осадка, образовавшегося при смешивании избытка раствора хлорида бария с раствором серной кислоты, в котором ее химическое количество равно 1,2 моль.
4. В кислые почвы, как известно, добавляют доломит ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) или известняк ($CaCO_3$), чтобы сделать их нейтральными. Составьте сокращенное ионное уравнение реакции известняка с ионами, которые обусловливают повышенную кислотность почв.
5. Приведите примеры реакций с участием электролитов, в результате которых образуются газы CO_2, H_2S.
6. Вычислите массу карбоната натрия, которая необходима для осаждения всех ионов кальция из раствора массой 260 г с массовой долей нитрата кальция, равной 0,1.
7. В желудке человека для переваривания пищи вырабатывается хлороводородная кислота. При повышенной кислотности желудочного сока возникают неприятные ощущения — изжога. Из веществ и продуктов питания — молоко, мел ($CaCO_3$), питьевая сода, сахар, уксус — выберите те, которые будут способствовать ослаблению изжоги.

8. К раствору массой 200 г с массовой долей азотной кислоты, равной 6,3 %, добавили раствор массой 200 г, в котором массовая доля гидроксида натрия составляла 0,04. В какой цвет окрасится лакмус в образовавшемся растворе?

Готовимся к олимпиадам

1. Будет ли обладать электропроводностью раствор, полученный в результате смешивания раствора массой 200 г с массовой долей гидроксида бария, равной 0,171, с раствором такой же массы, в котором массовая доля серной кислоты составляет 9,8 %? На сколько уменьшится суммарная масса раствора после реакции?

2. Вычислите химическое количество ионов алюминия Al^{3+} в растворе объемом 3 $дм^3$ с молярной концентрацией сульфата алюминия, равной 0,6 $моль/дм^3$.

3. Имеется раствор соли сульфата меди(II). Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления превращений:

$CuSO_4$ → осадок → исчезновение осадка (раствор) → осадок →
→ нерастворимое в воде вещество черного цвета.

Домашний эксперимент

В состав яичной скорлупы входит нерастворимый в воде карбонат кальция $CaCO_3$.

Исследуйте, можно ли удалить яичную скорлупу, не разбивая ее. Для этого налейте полстакана раствора уксусной кислоты (столового уксуса — раствора с массовой долей кислоты 9 %). Осторожно опустите в стакан куриное яйцо. Через 1—2 ч посмотрите, осталась ли скорлупа целой. Подумайте, какими кислотами можно заменить уксусную кислоту. Составьте молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакции одной из этих кислот с карбонатом кальция.

Практическая работа 1

Реакции ионного обмена между растворами электролитов

Цель: закрепить знания о реакциях ионного обмена, условиях и признаках их протекания. Развивать умения проводить химический эксперимент и анализировать его результаты.

Вариант 1

1. Установите возможность протекания химических реакций между растворами электролитов:

а) карбоната натрия и хлороводородной кислоты;
б) сульфата меди(II) и гидроксида натрия;
в) хлорида натрия и серной кислоты.

2. Вам выдан раствор сульфата натрия. Подберите реактив, который может реагировать с ним с образованием осадка.

3. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3.$$

Уравнения всех возможных реакций запишите в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Вариант 2

1. Установите возможность протекания химических реакций между растворами электролитов:

а) карбоната калия и серной кислоты;
б) нитрата натрия и хлороводородной кислоты;
в) сульфата магния и гидроксида натрия.

2. Вам выдан раствор карбоната натрия. Подберите реактив, который может реагировать с ним с образованием осадка.

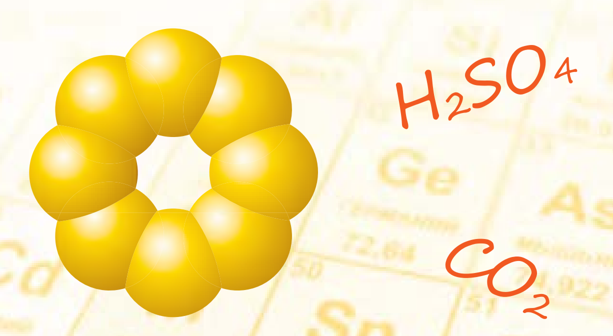
3. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

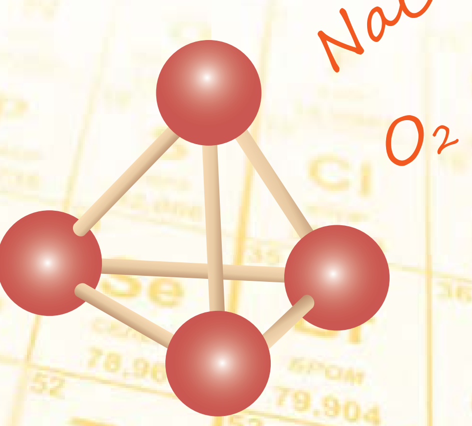
$$CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2.$$

Уравнения всех возможных реакций запишите в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Глава 3

НЕМЕТАЛЛЫ





В этой главе вы познакомитесь с химическими элементами неметаллами, со строением их атомов и простых веществ, изучите физические и химические свойства важнейших соединений некоторых неметаллов.

Вы узнаете о способах получения неметаллов и их практическом применении в быту и в промышленности, а также об их биологической роли

§ 14. Общая характеристика неметаллов

Традиционное деление химических элементов на металлы и неметаллы возникло еще во времена алхимии. Оно было связано с тем, что по своим свойствам простые вещества металлы, как правило, сильно отличаются от простых веществ неметаллов. Некоторые сведения о неметаллах вы уже получили при изучении химии в 7-м и 8-м классах.

Неметаллы в природе

Неметаллы входят в состав соединений, на долю которых приходится более 80 % жизненного пространства человека: атмосферы, гидросферы и земной коры. Живая материя также состоит в основном из соединений неметаллов: углерода **C**, кислорода **O**, водорода **H**, азота **N**, фосфора **P** и серы **S**. Эти элементы часто называют **органогенными**, т. е. образующими живые организмы. Многие другие элементы неметаллы, несмотря на их незначительное содержание в живых организмах, также относятся к жизненно необходимым, например селен **Se**, бром **Br**, иод **I**.

Природными накопителями селена являются грибы. Лисички и маслята (см. рис.) содержат селен массой от 2 до 7 мг на 1 кг сухой массы. Значительно больше селена содержится в ядовитых грибах (бледной поганке, мухоморе). По мнению ученых, большие концентрации селена в грибах связаны с огромной скоростью их роста: ведь грибы растут буквально «на глазах». Однако следует помнить, что употребление продуктов, содержащих селен в количествах, превышающих 5 мг на 1 кг пищи, приводит к острому отравлению организма человека.

Химические элементы неметаллы и образованные ими вещества, составляющие живую и неживую природу, находятся в постоянном круговороте, переходя из минеральной формы в живую материю и наоборот.

Положение в периодической системе и электронное строение атомов неметаллов

К неметаллам относятся 23 химических элемента из 118 известных на сегодняшний день. Все неметаллы являются химическими элементами А-групп. В периодической системе граница между металлами и неме-

таллами проходит по ступенчатой линии в направлении от бора **B** к оганесону **Og**. Химические элементы, расположенные справа от этой линии в IIIA—VIIIA-группах, являются неметаллами. К ним относится и водород **H**, который обычно располагают в IA-группе, так как в его атоме на внешнем электронном слое имеется один электрон.

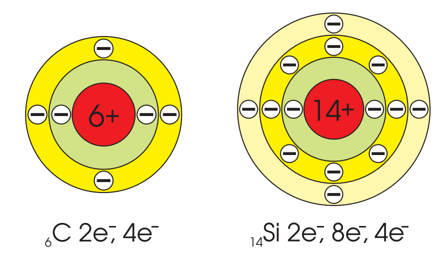


Рис. 32. Схема электронного строения атомов углерода и кремния

У атомов большинства неметаллов (кроме водорода, гелия и бора) на внешнем электронном слое находится от 4 до 8 электронов. Так как неметаллы являются элементами только А-групп, то число электронов на внешнем слое у них равно номеру группы. Например, в атомах углерода и кремния, элементах IVA-группы, на внешнем электронном слое содержится по 4 электрона (рис. 32), а в атомах азота и фосфора, элементов VA-группы, — по 5 электронов (рис. 33).

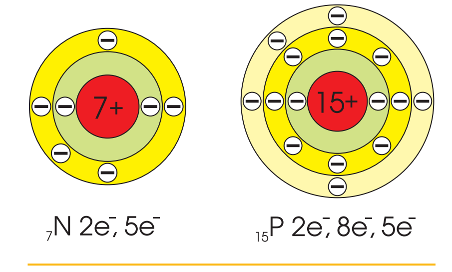


Рис. 33. Схема электронного строения атомов азота и фосфора

При взаимодействии с атомами металлов и водорода атомы неметаллов обычно выступают в качестве **окислителей** (т. е. присоединяют электроны). При этом образуются соединения, в которых неметаллы проявляют **отрицательную степень окисления**. Например, в сульфиде железа(II) **FeS** сера имеет степень окисления −2:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} = \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}.$$

Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметалла равна разности: ***численное значение номера А-группы минус 8***, т. е. ($N_{\text{А-группы}}$ − 8). Соответственно, у атомов азота и фосфора (VA-группа) минимальная отрицательная степень окисления равна −3, у атомов хлора (VIIA-группа) — −1, а у атомов серы (VIA-группа) — −2.

В качестве **восстановителей** атомы неметаллов выступают при взаимодействии с атомами более электроотрицательных элементов. В образующихся соединениях они проявляют **положительные степени окисления**. Например, в оксиде серы(IV) SO_2 сера имеет степень окисления +4:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}.$$

Максимальная положительная степень окисления атомов неметалла обычно ***численно равна номеру А-группы***, в которой он находится в периодической системе (за исключением атомов кислорода и фтора). Например, у атомов углерода и кремния она равна +4, у атомов азота и фосфора — +5, у атомов хлора — + 7 и т. д. Сера, являясь элементом VIA-группы, может проявлять в своих соединениях максимальную положительную степень окисления, равную +6.

Простые вещества неметаллы

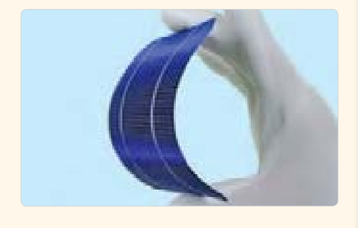
Среди простых веществ неметаллов различают вещества **молекулярного строения** (например, кислород $\mathbf{O_2}$, озон $\mathbf{O_3}$, азот $\mathbf{N_2}$, сера $\mathbf{S_8}$) и вещества **немолекулярного строения** (например, углерод в виде алмаза и графита).

Не только кислород и углерод, но и многие другие химические элементы существуют в виде нескольких простых веществ. Всего на 118 химических элементов приходится более 400 простых веществ.

! **Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией (от греч. *аллос* — *другой* и *тропос* — свойство), а такие простые вещества — аллотропными модификациями.**

Аллотропные модификации отличаются между собой либо количественным составом молекул (кислород $\mathbf{O_2}$ и озон $\mathbf{O_3}$), либо строением своих кристаллических решеток (алмаз и графит).

Некоторые неметаллы в твердом виде существуют в аморфном состоянии, т. е. отличаются менее упорядоченным расположением частиц по сравнению с кристаллами. В отличие от кристаллов аморфные вещества не имеют постоянной температуры плавления. Широкое применение находят аморфные кремний и углерод. Аморфный кремний является перспективным материалом для изготовления тонкопленочных элементов, использующихся для преобразования солнечной энергии (см. рис.).



При записи уравнений химических реакций для упрощения простые вещества неметаллы, образованные многоатомными молекулами ($\mathbf{S_8}$, $\mathbf{P_4}$) или имеющие немолекулярное строение (углерод), записывают одним символом, например: **S, P, C.**

Большинство неметаллов не проводят электрический ток, имеют низкую теплопроводность, а твердые вещества — непластичны.

С другими свойствами неметаллов вы познакомитесь в следующих параграфах.

Все неметаллы являются химическими элементами А-групп периодической системы.

Атомы неметаллов могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления.

Максимальная положительная степень окисления атомов неметаллов обычно численно равна номеру А-группы в периодической системе элементов.

Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметаллов равна разности: $N_{\text{А-группы}} - 8$.

Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте расположение неметаллов в периодической системе элементов.

2. Дайте определение понятия «аллотропия».

3. Какие степени окисления могут проявлять неметаллы в соединениях? Определите степень окисления хлора в соединениях KCl, Cl_2O_7, $KClO_3$; азота — в соединениях NH_3, N_2O, KNO_3.

4. Назовите соединения, формулы которых: $CaCl_2$, Na_2O, Al_2S_3, KI. Рассчитайте массовую долю неметалла в каждом из них.

5. Среди пар простых веществ укажите «лишнюю»:
а) белый и красный фосфор; б) кислород и озон; в) железо и фтор; г) алмаз и графит. Объясните свой выбор.

6. Среди приведенных уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель, составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю: а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$; б) $3H_2 + N_2 = 2NH_3$; в) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.

§ 15. Хлор — химический элемент и простое вещество

Химические элементы с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами в периодической системе составляют VIIA-группу: фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I** и очень редко встречающийся в природе астат **At**. Эти элементы называются **галогенами**.

Хлор в природе

Наиболее распространенным в природе галогеном является хлор. Его массовая доля в земной коре составляет около 0,2 % — 11-е место по распространенности среди всех элементов. Широко распространены минералы и горные породы, содержащие *хлориды*, — соли соляной кислоты: *галит* (*каменная* или *поваренная соль*) **NaCl**, *сильвин* **KCl**, *карналлит* $\mathbf{KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O}$ и др. В Беларуси вблизи г. Солигорска находится крупнейшее в Европе Старобинское месторождение *сильвинита* $\mathbf{KCl \cdot NaCl}$, представляющего собой смесь хлоридов калия и натрия с примесями. Сильвинит имеет неоднородную пеструю окраску — красные, розовые, синие и оранжевые кристаллы (рис. 34). Это главное минеральное богатство нашей страны.

Рис. 34. Сильвинит

Хлор — один из химических элементов, без которых немыслимо существование живых организмов. Ионы хлора вместе с ионами натрия и калия регулируют водно-солевой обмен в организме человека. Хлор участвует в энергетическом обмене у растений, положительно влияет на поглощение корнями кислорода, а также соединений калия, кальция, магния.

Химический элемент хлор

Охарактеризуем хлор по плану, который вы применяли в 8-м классе.

Химический знак — **Cl**, относительная атомная масса — 35,5, атомный номер — 17. Этот элемент находится в третьем периоде в VIIA-группе.

Заряд ядра атома хлора равен 17+, следовательно, ядро содержит 17 протонов, а ядра двух его природных нуклидов $^{35}_{17}\mathbf{Cl}$ и $^{37}_{17}\mathbf{Cl}$ — соответственно 18 и 20 нейтронов.

В атоме хлора 17 электронов, которые располагаются на трех электронных слоях: $_{17}\mathbf{Cl}\ \mathbf{2e^-, 8e^-, 7e^-}$.

На внешнем (незавершенном) электронном слое у атомов хлора находится по 7 электронов, следовательно, этот элемент относится к неметаллам.

Максимальная положительная степень окисления хлора равна +7, формула его высшего оксида — $\mathbf{Cl_2O_7}$. Ему соответствует гидроксид, представляющий собой кислоту $\mathbf{HClO_4}$.

Степень окисления хлора в летучем водородном соединении равна −1, формула этого соединения — **HCl**.

Простое вещество. Физические свойства

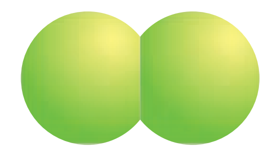


Рис. 35. Модель молекулы хлора

Хлор является веществом молекулярного строения. Его молекула состоит из двух атомов — $\mathbf{Cl_2}$ (рис. 35).

При обычных условиях хлор — желто-зеленый газ с резким запахом. Он в 2,5 раза тяжелее воздуха, **ядовит**. В Первую мировую войну хлор использовался даже в качестве боевого отравляющего вещества.

Растворимость хлора в воде небольшая: в одном объеме воды при 20 °С растворяется 2,5 объема хлора. Водный раствор хлора называется *хлорной водой*.

Химические свойства

Хлор является химически активным простым веществом. Он взаимодействует практически со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов, образуя *хлориды*. С **металлами** хлор реагирует при слабом нагревании, а с некоторыми даже при обычных условиях, выступая в качестве о к и с л и т е л я:

$$\mathbf{2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{Cl}_3.}$$
$$\mathbf{2 \cdot 3e^-}$$

Как окислитель хлор реагирует *с менее электроотрицательными неметаллами*:

$$\mathbf{2P + 5Cl_2 = 2PCl_5.}$$

$\overset{0}{P} - 5e^- \rightarrow \overset{+5}{P}$	5	10	$\times 2$
$2\overset{0}{Cl} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$	2		$\times 5$

Хлор своеобразно реагирует с **водородом**. При обычной температуре в темноте реакция не происходит, но при сильном освещении или при нагревании смесь хлора и водорода может взорваться.

$$\mathbf{\overset{0}{H}_2 + \overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}.}$$

С большинством сложных веществ хлор также ведет себя как окислитель. Взаимодействуя с растворами бромидов и иодидов металлов, хлор вытесняет из них бром и иод:

$$\mathbf{2K\overset{-1}{Br} + \overset{0}{Cl}_2 = 2K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br}_2;} \quad \mathbf{2 \cdot e^-}$$

$$\mathbf{2Na\overset{-1}{I} + \overset{0}{Cl}_2 = 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I}_2.} \quad \mathbf{2 \cdot e^-}$$

Рис. 36. Применение хлора и его соединений

Приведенные выше реакции подтверждают, что простое вещество хлор проявляет более сильные окислительные свойства, чем нижестоящие в группе галогены.

Применение хлора

По масштабам промышленного применения хлор намного превосходит все остальные галогены (рис. 36). В больших количествах хлор используется для обеззараживания питьевой воды. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, древесины и т. д. Особенно много его расходуется при производстве пластмасс, каучуков, красителей, различных растворителей. Огромны масштабы использования хлора в производстве соляной кислоты.

Хлор является самым распространенным галогеном.

Минимальная отрицательная степень окисления хлора равна –1, максимальная положительная — +7.

При обычных условиях простое вещество хлор — желто-зеленый газ с резким запахом, тяжелее воздух, ядовит.

Хлор взаимодействует непосредственно практически со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов, а также со многими сложными веществами, выступая обычно в качестве окислителя.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства хлора.
2. В баллоне содержится жидкий хлор массой 30 кг. Какой объем (н. у.) займет газообразный хлор этой массы?
3. Пользуясь текстом параграфа, рассчитайте растворимость хлора в граммах на 100 г воды.
4. Определите объем (н. у.), который занимает хлороводород химическим количеством 4 моль? Сколько молекул хлора находится в этом объеме?
5. С какими простыми и сложными веществами взаимодействует хлор? Запишите по одному примеру уравнений реакций. Какие свойства проявляет хлор в этих реакциях?
6. При нагревании алюминия в токе хлора был получен хлорид алюминия массой 26,7 г. Рассчитайте химическое количество прореагировавшего хлора.
7. Можно ли вывести пятно иода на ткани, обработав его раствором поваренной соли. Почему?
8. На основании текста параграфа, рисунка 36 и дополнительной информации из Интернета подготовьте сообщение о применении хлора. Поделитесь информацией с одноклассниками.

Готовимся к олимпиадам

1. Смесь иодида и бромида калия массой 2,85 г растворили в воде и через полученный раствор пропустили хлор. Объем прореагировавшего хлора составил 224 $см^3$ (н. у.). Определите массовые доли иодида и бромида калия в исходной смеси.

2. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который необходим для полного вытеснения всего иода из раствора объемом 200 $см^3$ (ρ = 1,23 $г/см^3$) с массовой долей иодида калия KI, равной 25,6 %.

§ 16. Хлороводород. Соляная кислота

Одним из важнейших соединений хлора является продукт его взаимодействия с водородом — **хлороводород HCl.** Это бесцветный газ с резким запахом, несколько тяжелее воздуха. Химическая связь в молекуле **HCl** — ковалентная полярная:

$$H^{\delta+} \longrightarrow Cl^{\delta-}.$$

Молекула хлороводорода **HCl** *полярна* и представляет собой *диполь.*

Рис. 37. Растворение хлороводорода в воде

Хлороводород очень хорошо растворяется в воде. Это легко проверить, если цилиндр, заполненный этим газом, опустить в чашку с водой (куда заранее было внесено несколько капель лакмуса). Вода быстро поднимется вверх, при этом раствор окрасится в красный цвет, что является свидетельством образования в цилиндре *кислого* раствора (рис. 37).

Соляная кислота

Раствор хлороводорода в воде — **хлороводородная кислота**, которую на практике чаще называют **соляной кислотой**. Это бесцветная жидкость с резким запахом. В концентрированной кислоте массовая доля **HCl** составляет около 37 %.

Соляная кислота является сильной одноосно́вной кислотой, в разбавленном растворе полностью диссоциирует на ионы:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-.$$

Соляная кислота проявляет характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе **HCl** становятся красными. Соляная кислота взаимодействует с теми металлами, которые в ряду активности металлов расположены до водорода:

$$\overset{0}{Fe} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow; \qquad Fe + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2\uparrow.$$

В этих реакциях ионы водорода выступают в качестве окислителя.

Соляная кислота взаимодействует с осно́вными оксидами:

$$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O; \qquad FeO + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2O,$$

со щелочами и нерастворимыми основаниями:

$$Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O; \qquad H^+ + OH^- = H_2O,$$

а также с солями:

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow; \qquad 2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow.$$

Реакции с солями идут только тогда, когда образуются осадок, газ или слабый электролит.

В организме человека соляная кислота вырабатывается клетками слизистой оболочки желудка и входит в состав желудочного сока. Массовая доля HCl в желудочном соке человека равна 0,3 % — 0,5 %. Соляная кислота в составе желудочного сока улучшает пищеварение, уничтожает большинство бактерий, которые попадают с пищей в желудок, что замедляет или даже останавливает гнилостный процесс. Желудок здорового человека вырабатывает до 2,5 дм^3 желудочного сока в сутки. Желудочный сок начинает выделяться уже тогда, когда вы начинаете пережевывать пищу. Поэтому жевать жевательную резинку на голодный желудок вредно: в отсутствии пищи соляная кислота разрушительно действует на стенки желудка.

Продуктом взаимодействия хлора с водородом является хлороводород — бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха.

Раствор хлороводорода в воде представляет собой кислоту, которая называется хлороводородной или соляной.

Соляная кислота проявляет все типичные свойства кислот: взаимодействует с основаниями, основными оксидами, солями и металлами, стоящими в ряду активности до водорода.

Вопросы и задания

1. Опишите физические свойства хлороводорода.

2. Как изменяется окраска индикаторов в растворе хлороводородной кислоты?

3. Перечислите химические свойства соляной кислоты. Приведите примеры соответствующих реакций.

4. Определите объемы (н. у.) водорода и хлора, которые необходимы для получения хлороводорода объемом 72,4 дм^3 (н. у.).

5. Рассчитайте объем (н. у.) хлороводорода, который потребуется для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей HCl, равной 0,5 %.

6. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между соляной кислотой и: а) магнием, б) оксидом кальция, в) гидроксидом алюминия, г) нитратом свинца(II).

7. В сосуде смешали водный раствор, содержащий 3 моль хлороводорода, с водным раствором, содержащим 4 моль гидроксида калия. Какая соль и в каком химическом количестве образовалась в результате реакции?

8. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:

$$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow FeCl_2.$$

Готовимся к олимпиадам

1. К раствору гидроксида калия массой 100 г добавили раствор хлороводородной кислоты массой 50 г с массовой долей HCl, равной 3,65 %. Определите массовую долю гидроксида калия в исходном растворе, если в конечном растворе она равна 1,87 %.

2. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:

$$Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3.$$

§ 17. Хлориды. Применение соляной кислоты и хлоридов

Хлориды

Соли соляной кислоты называются **хлоридами**. Большинство хлоридов растворимы в воде. Так, например, большая часть растворенных в морской воде солей приходится на хлорид натрия. Объясняется это тем, что соли вымываются из горных пород и выносятся реками в моря и океаны. Но в засушливых и пустынных районах в результате интенсивного испарения воды концентрация солей в воде сильно повышается, и они выделяются в твердом виде. Так образуются солончаки (рис. 38).

Растворы хлоридов — обязательная составная часть живых организмов. В теле взрослого человека содержится примерно 200 г хлорида натрия, причем, около 45 г растворено в крови. Соль поддерживает нормальную деятельность клеток, из которых состоят все ткани и органы. Взрослому человеку необходимо получать в день примерно 5—6 г хлорида натрия, включая и ту соль, которая входит в состав готовых продуктов. Употребление избыточного количества поваренной соли приводит к ухудшению самочувствия: появлению головной боли, отекам, повышению артериального давления.

Рис. 38. Солончаки Мертвого моря

К практически нерастворимым хлоридам относится хлорид серебра(I) **AgCl**. Это свойство хлорида серебра(I) используется для обнаружения хлорид-

ионов в растворе. При добавлении к соляной кислоте или к раствору хлорида натрия раствора нитрата серебра(I) **$AgNO_3$** выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра(I) (рис. 39):

$$\mathbf{NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3;}$$

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow.}$$

Такая реакция является *качественной реакцией* на ионы хлора, а нитрат серебра(I) служит *реактивом* на соляную кислоту и ее соли.

Если содержание хлорид-ионов в растворе невелико, то осадок не выпадает, а наблюдается помутнение раствора. Этой реакцией можно пользоваться для проверки наличия хлорид-ионов в питьевой воде.

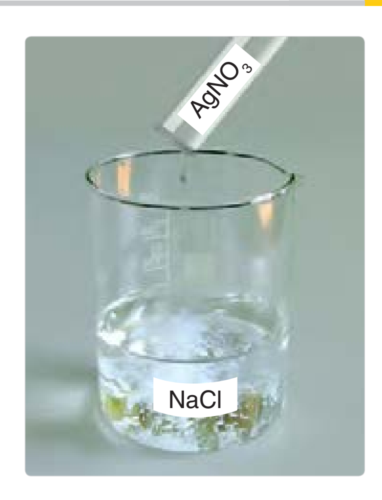


Рис. 39. Качественная реакция на ионы хлора

Лабораторный опыт 2

Качественная реакция на хлорид-ионы

Обнаружение хлорид-ионов является важным для определения чистоты реактивов в химии, лекарственных средств в фармакологии, воды в производственных условиях и в быту.

1. Возьмите две пробирки. В первую поместите небольшой объем (1—2 см^3) соляной кислоты. Во вторую — такой же объем раствора хлорида натрия. В каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра(I). Обратите внимание на то, что в обеих пробирках наблюдается одинаковый признак химической реакции. Составьте уравнение реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о возможности обнаружения хлорид-ионов в растворах.

2. Исследуйте, содержит ли хлорид-ионы минеральная вода, которую пьете вы или ваши родители. Прилейте несколько капель нитрата серебра(I) к образцу воды. Что вы наблюдаете? Обнаружены ли хлорид-ионы в минеральной воде?

Применение соляной кислоты и хлоридов

Соляная кислота и ее соли относятся к тем веществам, которые постоянно сопровождают человека, являясь неотъемлемой частью его жизни.

В больших объемах соляная кислота расходуется в самых разнообразных областях практической деятельности человека: в химической, пищевой

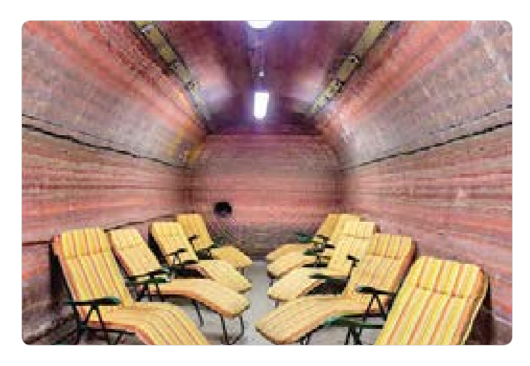
Рис. 40. Применение соляной кислоты

и фармацевтической промышленности, для обработки поверхности металлов и др. Как реагент соляная кислота используется во всех химических лабораториях (рис. 40).

Важнейшими солями соляной кислоты являются *хлориды натрия* и *калия*. Поваренная соль **NaCl** известна как пищевая добавка, которая служит консервантом при подготовке пищевых продуктов к длительному хранению.

Поваренная (каменная) соль издавна ценилась очень высоко. Ею вместо денег платили жалованье римским воинам и крестоносцам. В Китае изготавливали соляные монеты, на которых ставилось клеймо правителя. А в Эфиопии еще в XIX в. были в ходу соляные деньги — стандартные бруски каменной соли (см. рис.).

Хлорид натрия используют для профилактики и лечения простудных заболеваний. Посещение соляных пещер, воздух в которых чрезвычайно богат аэрозолем хлорида натрия, оказывает положительное влияние на состояние дыхательных путей и кожи детей и взрослых (рис. 41). Водный раствор хлорида натрия широко применяется в медицине для приготовления различных лекарственных препаратов.



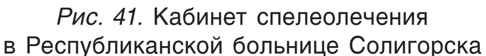


Рис. 41. Кабинет спелеолечения в Республиканской больнице Солигорска

Рис. 42. Добыча и производство хлорида калия

Хлориды натрия и кальция используют для борьбы с гололедицей, а **NaCl** — в производстве химических препаратов, стекла и бумаги.

Хлорид калия **KCl** — ценное минеральное удобрение. Это основной экспортный продукт химической промышленности Беларуси (рис. 42). Хлориды других металлов используются в сельском хозяйстве, химической промышленности, медицине.

Соли соляной кислоты называются хлоридами.

Реактивом на соляную кислоту и ее соли служит раствор нитрата серебра(I).

Соляная кислота и хлориды имеют важное значение для жизнедеятельности живых организмов.

Хлорид калия — основной экспортный продукт химической промышленности Беларуси.

Вопросы и задания

1. Какая реакция используется для обнаружения хлорид-ионов в растворе?

2. Перечислите основные области применения соляной кислоты и хлоридов. С какими из хлоридов вы сталкивались в повседневной жизни?

3. Физиологический раствор, используемый в медицине, — это 0,9%-й водный раствор хлорида натрия. Рассчитайте массы и химические количества соли и воды, необходимые для приготовления такого раствора массой 3 кг.

4. Рассчитайте массу хлорида серебра(I), которую можно получить при взаимодействии нитрата серебра(I) химическим количеством 4,5 моль с хлоридом калия химическим количеством 5 моль.

5. Какое химическое количество нитрата серебра(I) понадобится для осаждения хлорид-ионов из соляной кислоты массой 300 г с массовой долей HCl, равной 10 %?
6. В водном растворе хлорида кальция массой 120 г содержится $CaCl_2$ химическим количеством 0,1 моль. Определите массовую долю ионов хлора в этом растворе.
7. В старом кулинарном рецепте сказано, что для приготовления маринада необходимо взять две столовые ложки каменной (поваренной) соли на полтора литра воды. Известно, что в одной столовой ложке содержится 20 г поваренной соли. Определите: а) массовую долю соли в полученном растворе; б) молярную концентрацию растворенного вещества в растворе. Плотность раствора принять равной 1,1 г/см^3.

Готовимся к олимпиадам

В трех пробирках находятся водные растворы веществ: а) хлора, б) хлорида натрия, в) хлороводородной кислоты. Составьте план распознавания этих веществ.

§ 18. Кислород — химический элемент и простое вещество

В периодической системе элементов кислород **O** расположен во втором периоде в VIA-группе. Кроме него в эту группу входят еще три неметалла — сера **S**, селен **Se** и теллур **Te**, а также один металл — полоний **Po**.

Кислород в природе

Кислород составляет почти половину массы земной коры (49 %). Он входит в состав самых разнообразных соединений: воды, оксидов, солей и т. д. Этот элемент является неотъемлемой частью живой материи — тканей растений и животных.

Основным источником кислорода на Земле является атмосферный воздух, в котором на долю кислорода приходится около 21 % по объему. Несмотря на колоссальные масштабы потребления кислорода (процессы горения, дыхания, промышленные потребности и т. д.), содержание O_2 в атмосфере сохраняется постоянным благодаря жизнедеятельности зеленых растений. Круговорот кислорода в природе иллюстрирует рисунок 43.

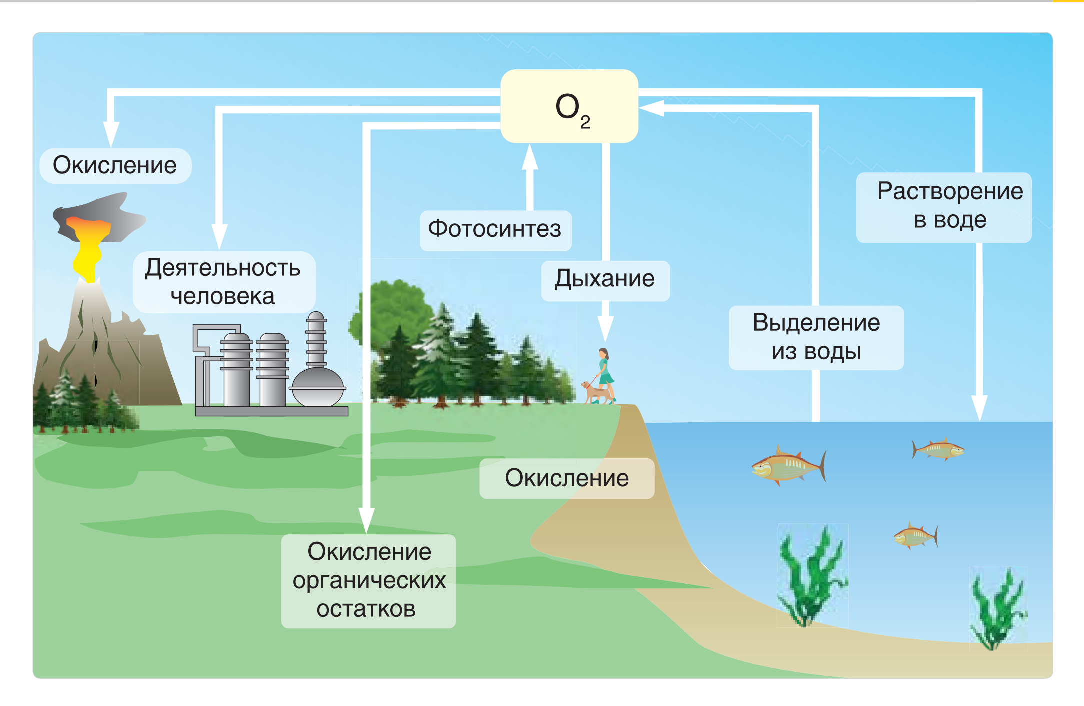


Рис. 43. Круговорот кислорода в природе

Процессы, происходящие в природе с участием кислорода, называются по-разному. Энергичное окисление с выделением тепла и света — *горение*, медленное окисление железа — *ржавление*, поглощение кислорода из воздуха живыми организмами — *дыхание*.

Строение атома кислорода

В атоме кислорода 8 электронов, которые располагаются на двух электронных слоях (рис. 44):

$$_{8}\mathrm{O}\ 2e^{-},\ 6e^{-}.$$

На внешнем электронном слое у атома кислорода находится 6 электронов, следовательно, до завершения этого слоя ему не хватает 2 электронов. Поэтому в своих

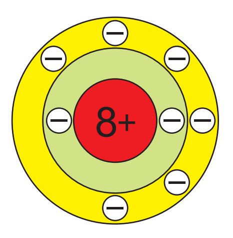


Рис. 44. Схема электронного строения атома кислорода

соединениях с металлами и водородом кислород обычно проявляет степень окисления, равную −2, как, например, в оксиде железа **FeO**.

Кислород — второй по электроотрицательности химический элемент после фтора, поэтому только атомы фтора способны отнимать у него электроны. Положительную степень окисления +2 кислород проявляет только в соединении со фтором OF_2.

Строение и физические свойства простых веществ

С простым веществом кислородом вы уже познакомились в курсе химии 7-го класса. Напомним, что простое вещество кислород в природе существует в виде двух аллотропных модификаций — обычного *кислорода* O_2 и *озона* O_3. Разный состав, а следовательно, и разное строение молекул обуславливают и различные свойства этих веществ (рис. 45). Например, кислород O_2 — газ без цвета и запаха, а озон O_3 — газ светло-голубого цвета с резким характерным запахом. Они различаются также температурами плавления и кипения, реакционной способностью.

В природе озон образуется при грозовых разрядах и при окислении смолы хвойных деревьев. Небольшие количества озона в воздухе оказывают целебное действие на людей. Однако сильное обогащение воздуха озоном может стать опасным для здоровья. Увеличение содержания озона в воздухе выше предельно допустимой концентрации приводит к появлению головных болей, раздражению дыхательных путей и глаз, а затем к ослаблению сердечной деятельности. Источниками озона являются работающие приборы, в которых происходит высоковольтный электрический разряд — копировальные установки и лазерные принтеры, а также источники ультрафиолетового и рентгеновского излучения. Поэтому помещения, в которых находятся такие приборы, необходимо часто проветривать.

Озон сосредоточен в верхних слоях атмосферы, образуя *озоновый слой*, который защищает Землю и ее обитателей от жесткого ультрафиолетового излучения Солнца. Поверхности Земли достигают только те ультрафиолетовые лучи, которые не опасны для живых организмов. Когда мы загораем на солнце, на нашу кожу падают «мягкие» ультрафиолетовые лучи, не способные принести вреда здоровью (если загорать в меру).

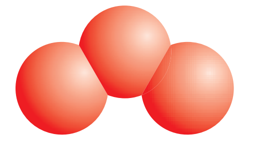
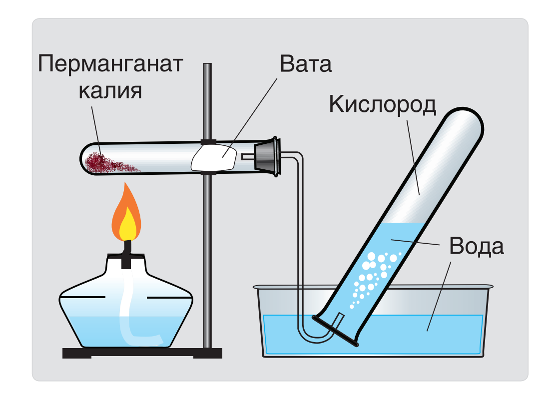


Рис. 45. Модели молекул кислорода и озона

Рис. 46. Схема прибора для получения кислорода в лаборатории



Кислород и озон в воде мало растворимы. При 20 °C в 100 объемах $\mathbf{H_2O}$ растворяется лишь около трех объемов $\mathbf{O_2}$. Благодаря этому в лаборатории кислород можно собирать методом вытеснения воды (рис. 46).

Химические свойства кислорода

Из-за высокой химической активности простое вещество кислород взаимодействует с большинством простых веществ и многими сложными веществами. Практически во всех своих реакциях кислород выступает в качестве **окислителя.**

Основными продуктами реакций кислорода с простыми веществами обычно являются **оксиды.** Окисление некоторых металлов происходит даже без нагревания, например:

$$4\overset{0}{\mathrm{Al}} + 3\overset{0}{\mathrm{O}}_2 = 2\overset{+3}{\mathrm{Al}}_2\overset{-2}{\mathrm{O}}_3.$$
$$\underbrace{\qquad}_{4 \cdot 3e^-}$$

Но для протекания большинства реакций кислорода с металлами требуется нагревание, иногда значительное.

При окислении кислородом *неметаллов* обычно выделяется большое количество теплоты, как, например, при горении углерода и водорода:

$$\mathrm{C + O_2 \overset{t}{=} CO_2}; \quad \mathrm{2H_2 + O_2 \overset{t}{=} 2H_2O}.$$

Кислород легко окисляет и многие *сложные вещества*. Например, известный вам из курса химии 7-го и 8-го классов оксид углерода(II) окисляется до углекислого газа:

$$\mathrm{2CO + O_2 = 2CO_2}.$$

При окислении сульфида цинка образуются два оксида — оксид цинка и оксид серы(IV):

$$\mathrm{2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2}.$$

$$\begin{array}{l|c|c|l} \overset{-2}{\mathrm{S}} - 6e^- \rightarrow \overset{+4}{\mathrm{S}} & 6 & \multirow{2}{*}{12} & \times 2 \\ 2\overset{0}{\mathrm{O}} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{\mathrm{O}} & 4 & & \times 3 \end{array}$$

Окисляются кислородом и *органические вещества*, например метан:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

При этом, как правило, также образуются оксиды. Высокая окислительная способность кислорода является основой горения всех видов топлива.

С химическими свойствами озона вы познакомитесь в 11-м классе.

Применение кислорода и озона

Рис. 47. Запуск ракеты

Применение кислорода основано на его окислительных свойствах и свойстве поддерживать дыхание. Как окислитель он широко используется в металлургии, химической промышленности, других технологических процессах. Кислород применяют в качестве окислителя топлива в ракетных двигателях (рис. 47).

С участием кислорода совершается один из важнейших процессов жизнедеятельности живых организмов — *дыхание*. Окисление кислородом жиров, белков и углеводов служит источником энергии для живых организмов.

Озон используется для озонирования воздуха и питьевой воды, обезвреживания промышленных сточных вод, как дезинфицирующее средство в медицине, в качестве отбеливающего средства (рис. 48).

Рис. 48. Применение озона

Атомы кислорода имеют на внешнем электронном слое по 6 электронов.

В соединениях с другими элементами кислород чаще всего проявляет степень окисления −2.

Известны две аллотропные модификации кислорода: кислород O_2 *и озон* O_3.

Кислород реагирует со многими простыми и сложными веществами.

Практически во всех реакциях кислород выступает в качестве окислителя.

Вопросы и задания

1. В виде каких аллотропных модификаций существует кислород в природе? Чем они отличаются друг от друга?
2. Какие степени окисления проявляет кислород в своих соединениях?
3. Определите степени окисления кислорода в соединениях: FeO, Fe_2O_3, H_2O_2, H_2SO_3, OF_2.
4. В каком из оксидов FeO, Fe_2O_3 или Fe_3O_4 массовая доля кислорода больше? Ответ подтвердите расчетом.
5. Составьте уравнения реакций кислорода с: а) кальцием, б) магнием, в) медью. Определите массовую долю неметалла в образовавшихся оксидах.
6. Рассчитайте массу кислорода, необходимого для полного сгорания метана CH_4 химическим количеством 5 моль. Какой объем (н. у.) углекислого газа при этом образуется?
7. Используя рисунок 43, опишите круговорот кислорода в природе.

Готовимся к олимпиадам

1. Какова масса газовой смеси озона и кислорода объемом 10 дм^3 (н. у.), если объемная доля озона в ней равна 5 %?

2. Определите объем (н. у.) воздуха, который потребуется для полного сжигания серы массой 9,6 кг.

3. При сгорании сероуглерода CS_2 образуются оксид углерода(IV) и оксид серы(IV). Составьте уравнение этой реакции. Определите, какой объем (н. у.) кислорода израсходуется? Какие объемы (н. у.) оксида углерода(IV) и оксида серы(IV) образуются при сгорании паров сероуглерода объемом 50 дм^3 (н. у.).

§ 19. Сера — химический элемент и простое вещество

Сера, так же как и кислород, является элементом VIA-группы периодической системы, она находится в третьем периоде. Рассмотрим свойства этого химического элемента и образуемых им простых веществ.

Сера в природе

Рис. 49. Самородная сера

Массовая доля серы в земной коре составляет около 0,05 %, она является распространенным элементом. В природе сера встречается как в виде самородной серы (рис. 49), так и в составе различных минералов и горных пород (рис. 50): *сульфидов* (**ZnS** — *цинковая обманка*, **FeS_2** — *пирит*, **HgS** — *ки́новарь*, **PbS** — *свинцовый блеск* и др.) и *сульфатов* (**$CaSO_4 \cdot 2H_2O$** — *гипс*, **$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$** — *глауберова соль* и др.). Кроме того, сера в виде различных соединений находится в нефти. В живых организмах сера входит в состав белков.

Пирит

Киноварь

Свинцовый блеск (галенит)

Рис. 50. Природные соединения серы

Строение атома серы

В атоме серы 16 электронов (рис. 51), из них 6 электронов — на внешнем электронном слое:

$$_{16}S\ 2e^-,\ 8e^-,\ 6e^-.$$

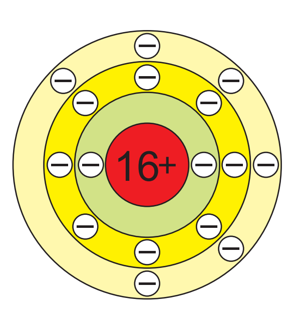


Рис. 51. Схема электронного строения атома серы

В соединениях с металлами и водородом сера обычно проявляет степень окисления, равную –2, например $\mathbf{Al_2S_3}$ — сульфид алюминия. В соединениях с более электроотрицательными элементами **(F, O, N, Cl, Br)** атомы серы проявляют положительные степени окисления, чаще +4 и +6, например $\mathbf{SO_2}$ — оксид серы(IV), $\mathbf{SF_6}$ — фторид серы(VI).

Строение и физические свойства простых веществ

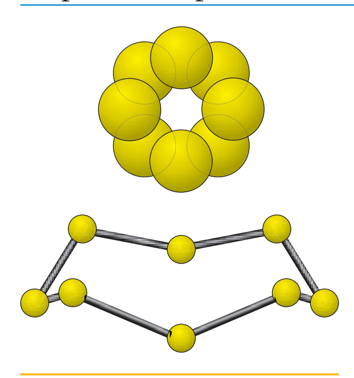


Рис. 52. Строение молекулы серы S_8

Простое вещество сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций, отличающихся составом и строением. *Кристаллическая сера* — твердое, легкоплавкое вещество желтого цвета. Кристаллическая сера имеет молекулярное строение — состоит из циклических молекул S_8 (рис. 52). Если расплавленную серу вылить в холодную воду, то она застынет в виде светло-желтой, прозрачной массы, похожей на резину (рис. 53). Это аморфная модификация — *пластическая* сера, состоящая из длинных цепей атомов серы **S**.

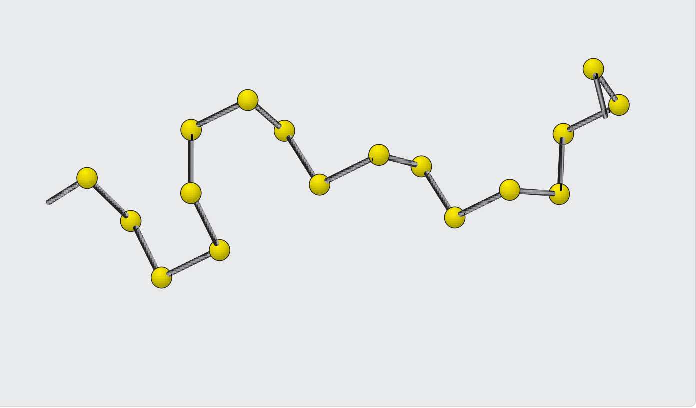


Рис. 53. Получение и строение пластической серы

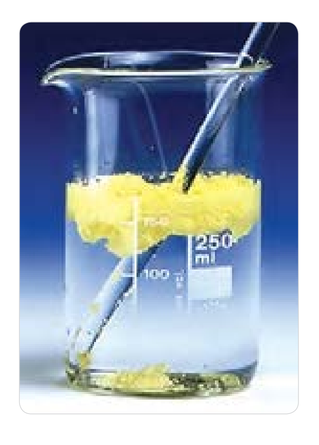


Рис. 54. Порошок серы в воде

Сера в воде не растворяется и даже не смачивается ею. Если бросить в воду немного порошка серы, то частички серы не осядут на дно, а будут плавать на поверхности воды, образуя желтую пленку (рис. 54).

Химические свойства серы

Сера взаимодействует со многими простыми и сложными веществами, хотя ее реакционная способность ниже, чем у кислорода.

Сера реагирует со многими металлами, кроме золота и платины, проявляя при этом **окислительные** свойства, например (рис. 55):

$$\overset{0}{Cu} + \overset{0}{S} \overset{t}{=} \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{S}; \quad (2e^-) \qquad \overset{0}{Hg} + \overset{0}{S} = \overset{+2}{Hg}\overset{-2}{S}. \quad (2e^-)$$

Продуктами такого взаимодействия являются **сульфиды** металлов.

Реакция с серой является основой способа удаления и обезвреживания разлитой ртути, например, из разбитого термометра. Ртуть, которая попала в щели и другие труднодоступные места, засыпают порошком серы. Такой процесс называют *демеркуризацией.*

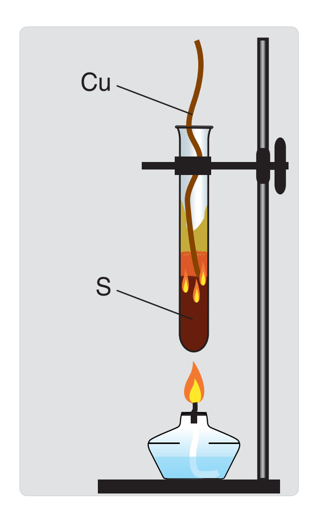


Рис. 55. Взаимодействие серы с медью

Окислительные свойства серы проявляются и в реакциях с некоторыми *неметаллами*. Сера взаимодействует с водородом при нагревании, образуя летучее соединение — сероводород $\mathbf{H_2S}$:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{S} \overset{t}{=} \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}. \quad (2e^-)$$

Сероводород — бесцветный газ с резким запахом тухлых яиц. Правильнее сказать, что это тухлые яйца пахнут сероводородом, так как этот газ образуется при гниении растительных и животных

остатков. Сероводород **ядовит.** Поэтому его вдыхание может привести к тяжелому отравлению. Однако в небольших количествах сероводород оказывает целебное действие. Он содержится в водах некоторых минеральных источников.

Сера окисляется кислородом, проявляя при этом **восстановительные** свойства (рис. 56):

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4\,-2}{SO_2}.$$

$$S \xrightarrow{4e^-} O_2$$

Рис. 56. Горение серы в кислороде

Применение серы

Больше половины добытой серы расходуется для получения серной кислоты, одного из самых важных химических продуктов. Нагреванием серы с каучуком получают резину. Как горючее вещество сера входит в состав черного пороха, спичечных головок. Широко применяется сера в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений. В медицине серу используют для лечения кожных заболеваний.

Сера в соединениях с металлами и менее электроотрицательными элементами проявляет степень окисления –2, а в соединениях с более электроотрицательными элементами — +4 и +6.

Простое вещество сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций.

Сера при взаимодействии с металлами, водородом и некоторыми неметаллами ведет себя как окислитель.

В реакции с кислородом сера является восстановителем.

Вопросы и задания

1. В каком виде сера встречается в природе?
2. Укажите наиболее характерные степени окисления серы в ее соединениях. Приведите примеры.
3. Какие аллотропные модификации образует сера? Чем они отличаются друг от друга?
4. Каким образом можно превратить кристаллическую серу в пластическую?
5. Перечислите физические свойства серы.

6. Рассчитайте массовую долю серы в соединениях: а) ZnS; б) SO_2; в) H_2SO_3.
7. Приведите по одному примеру химических реакций, в которых сера выступает в качестве: а) окислителя; б) восстановителя.
8. Составьте уравнения реакций серы с: а) цинком, б) алюминием, в) натрием.
9. Рассчитайте химическое количество и массу серы, которая вступит в реакцию с водородом объемом (н. у.) 11,2 $дм^3$.

Готовимся к олимпиадам

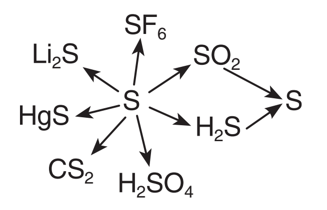


Рис. 57

1. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (рис. 57).

В каждом процессе укажите окислитель и восстановитель.

2. Сероводород окисляется кислородом с образованием оксида серы(IV) и воды. Составьте уравнение этой реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Рассчитайте химическое количество и объем (н. у.) сероводорода, который будет взаимодействовать с кислородом химическим количеством 5 моль.

§ 20. Оксид серы(IV) и оксид серы(VI)

Сера образует с кислородом два оксида: оксид серы(IV), или сернистый газ, $\mathbf{SO_2}$ и оксид серы(VI) $\mathbf{SO_3}$.

Оксид серы(IV)

Оксид серы(IV) — это бесцветный газ с характерным запахом. Графическая формула его молекулы:

$$\overline{\underline{O}} = S = \overline{\underline{O}}.$$

Оксид серы(IV) является кислотным оксидом, проявляя все соответствующие химические свойства: взаимодействует с водой, щелочами и осно́вными оксидами.

При растворении оксида серы(IV) в воде образуется слабая двухосно́вная **сернистая кислота:**

$$\mathbf{SO_2 + H_2O = H_2SO_3}.$$

В этом легко убедиться по изменению окраски лакмуса с фиолетовой на красную в водном растворе оксида серы(IV). Сернистая кислота неустойчива и существует только в растворе. Соли этой кислоты называются *сульфитами*.

Сернистый газ обладает бактерицидным действием. Поэтому его широко используют для обработки овощехранилищ, плодов и фруктов, чтобы предотвратить их загнивание. Сернистый газ, как и соли сернистой кислоты, применяют для отбеливания соломы, шерсти, бумаги, тканей.

В оксиде серы(IV) сера находится в промежуточной степени окисления +4. Поэтому сернистый газ может проявлять как *окислительные* свойства, реагируя с восстановителями:

$$2H_2S + SO_2 = 3S\downarrow + 2H_2O,$$

так и *восстановительные* свойства, взаимодействуя с сильными окислителями:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3.$$

$$\overset{+4}{S} - 2e^- \rightarrow \overset{+6}{S} \quad \Big| \quad 4 \quad \Big| \times 2$$

$$2\overset{0}{O} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O} \quad \Big| \quad \Big| \times 1$$

Реакция взаимодействия сернистого газа с сероводородом — один из важных процессов, протекающих в природе. При извержении вулканов выделяются SO_2 и H_2S, а при их взаимодействии образуется сера в виде кристаллов. На рисунке вы видите извержение вулкана Килауэа.

Оксид серы(VI)

Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость, которая при температуре ниже 17 °C превращается в белое твердое вещество. Графическая формула его молекулы представлена на рисунке 58.

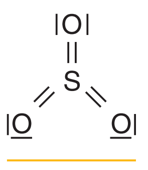


Рис. 58

Это типичный кислотный оксид. Он реагирует с водой с выделением теплоты, образуя **серную кислоту:**

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Оксид серы(VI) реагирует с осно́вными оксидами:

$$SO_3 + Na_2O = Na_2SO_4$$

и щелочами:

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O.$$

Оксид серы(VI) применяется для промышленного получения серной кислоты.

Попадание оксидов серы в атмосферу при сжигании топлива приводит к образованию в облаках кислот и выпадению кислотных дождей. Они губительно действуют на все живое: разрушается почва, изменяется состав почвенных организмов, гибнут ценные виды рыб, исчезает растительность (см. рис.).

Оксид серы(IV) и оксид серы(VI) представляют собой типичные кислотные оксиды.

При взаимодействии с водой оксид серы(IV) и оксид серы(VI) образуют соответственно сернистую и серную кислоты.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства оксида серы(IV) и оксида серы(VI).
2. Как изменяется окраска лакмуса в водном растворе оксида серы(IV)?
3. Рассчитайте химическое количество кислорода, который потребуется для полного сжигания серы массой 9,6 кг. Определите химическое количество и объем (н.у.) образующегося сернистого газа.
4. Запишите уравнения реакций оксида серы(IV) и оксида серы(VI) с: а) водой, б) оксидом бария, в) гидроксидом калия. Назовите образующиеся соединения.
5. Смешали оксид кальция массой 150 г с избытком оксида серы(VI). Запишите уравнение реакции. Определите массу образовавшейся соли.
6. Тепловая электростанция потребляет 320 т каменного угля в сутки. Среднее содержание серы в угле — 0,5 %. Определите максимально возможную массу серной кислоты, которая может выпасть с кислотным дождем в течение суток.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
   а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$;
   б) $S \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3$.
   Укажите окислительно-восстановительные процессы, определите окислители и восстановители.

Готовимся к олимпиадам

В результате пропускания смеси углекислого и сернистого газов объемом 4,48 $дм^3$ (н. у.) через раствор гидроксида калия (взят в избытке) масса раствора увеличилась на 12 г. Вычислите объемные доли газов в смеси.

§ 21. Серная кислота. Физические и химические свойства

Серная кислота H_2SO_4 является важнейшим кислородсодержащим соединением серы. Она была получена алхимиками еще в XIII в. и называлась тогда «купоросное масло». С помощью серной кислоты удалось получить и другие минеральные (неорганические) кислоты — соляную, азотную.

Строение молекулы серной кислоты

Модель молекулы серной кислоты представлена на рисунке 59. В молекуле $\mathbf{H_2SO_4}$ атом серы соединен с четырьмя атомами кислорода за счет образования двух двойных связей S=O и двух одинарных S—OH.

Рис. 59. Модель молекулы и графическая формула серной кислоты

Связи O—H в молекуле серной кислоты являются сильно полярными, поэтому у $\mathbf{H_2SO_4}$ ярко выражены кислотные свойства. Серная кислота — сильный электролит, в разбавленных водных растворах диссоциирует на ионы полностью:

$$\mathbf{H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.}$$

Физические свойства серной кислоты

Чистая серная кислота — бесцветная маслянистая нелетучая жидкость без запаха, примерно в 2 раза тяжелее воды. Она смешивается с водой в любых соотношениях. При приготовлении водных растворов серной кислоты выделяется большое количество теплоты, происходит разогревание смеси, которое может сопровождаться ее разбрызгиванием.

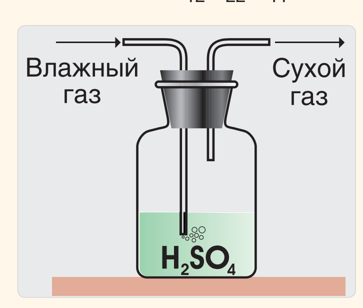
Помните!

Кислоту осторожно тонкой струйкой вливают в воду при непрерывном перемешивании раствора.

Обычно водный раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 более 70 % называют *концентрированной* серной кислотой, а менее 70 % — *разбавленной* серной кислотой.

Концентрированная серная кислота используется как водоотнимающий агент, например для осушения газов (см. рис. слева). Она способна отнимать воду и у сложных веществ, в состав которых входят водород и кислород. Так, под действием концентрированной серной кислоты сахар обугливается и реакционная масса чернеет и вспучивается (см. рис. справа):

$$C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O.$$



Химические свойства серной кислоты

Разбавленная серная кислота, как и соляная, проявляет все характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе H_2SO_4 становятся красными. Разбавленная H_2SO_4 взаимодействует с *металлами*, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода:

$$Zn + H_2SO_{4\ разб} = ZnSO_4 + H_2\uparrow,$$

являясь **окислителем** за счет ионов водорода H^+.

Разбавленная серная кислота реагирует также с *оксидами металлов*:

$$MgO + H_2SO_{4\ разб} = MgSO_4 + H_2O,$$

с *основаниями*:

$$2KOH + H_2SO_{4\ разб} = K_2SO_4 + 2H_2O,$$

с *солями*:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_{4\ разб} = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

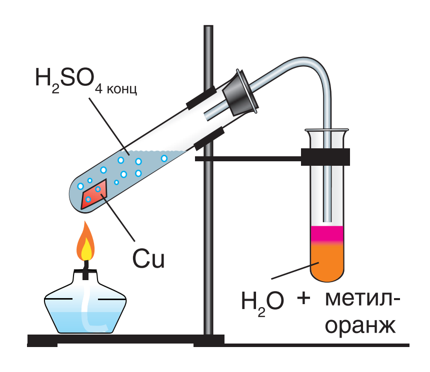


Рис. 60. Действие концентрированной серной кислоты на медь

Концентрированная серная кислота по своим свойствам отличается от разбавленной. Она является более сильным окислителем за счет атомов серы, имеющих степень окисления +6. Концентрированная $\mathbf{H_2SO_4}$ способна взаимодействовать с *металлами*, стоящими в ряду активности не только до, но и после водорода (кроме золота и платины).

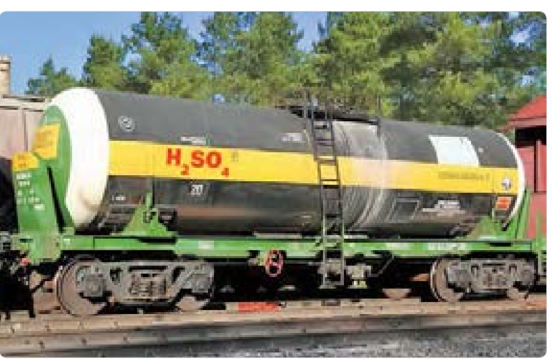
Продемонстрируем действие концентрированной серной кислоты на медь. При приливании концентрированной серной кислоты в пробирку с медью и нагревании смеси раствор окрашивается в серовато-синий цвет и наблюдается выделение газа $\mathbf{SO_2}$ (рис. 60):

$$\mathbf{Cu + 2H_2SO_{4\,конц} = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.}$$

$$\begin{array}{l|c|c|l} \overset{0}{\mathrm{Cu}} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{\mathrm{Cu}} & 2 & \multirow{2}{*}{2} & \times 1 \\ \overset{+6}{\mathrm{S}} + 2e^- \rightarrow \overset{+4}{\mathrm{S}} & 2 & & \times 1 \end{array}$$

Железо, алюминий и некоторые другие металлы при обычных условиях не реагируют с концентрированной серной кислотой из-за образования защитной пленки на поверхности металла. Поэтому концентрированную серную кислоту можно хранить и перевозить в стальных цистернах (рис. 61).

Концентрированная серная кислота способна взаимодействовать с простыми веществами — *неметаллами*, а также со многими сложными, в том числе *органическими соединениями*. Серная кислота обугливает бумагу и древесину, разрушает одежду и кожу — это очень опасное вещество, способное вызывать труднозаживающие химические ожоги.



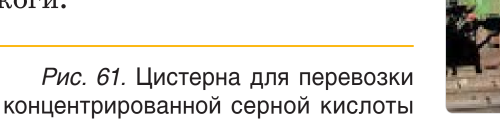


Рис. 61. Цистерна для перевозки концентрированной серной кислоты

Серная кислота — бесцветная, маслянистая жидкость. В водных растворах является сильным электролитом.

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные для кислот свойства: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода; с оксидами металлов; с основаниями; с солями.

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью выделяется оксид серы(IV).

Вопросы и задания

1. Опишите строение молекулы и физические свойства серной кислоты.

2. В три пробирки с разбавленным раствором серной кислоты добавили: а) лакмус, б) фенолфталеин, в) метилоранж. Как изменилась окраска индикатора в каждом случае?

3. Какие химические свойства проявляет разбавленная серная кислота? Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций.

4. Чем обусловлено различие окислительных свойств разбавленной и концентрированной серной кислоты?

5. В воде объемом 1 дм^3 растворили оксид серы(VI). В результате масса раствора составила 1180 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

6. Рассчитайте объем (н. у.) сернистого газа, который выделится при взаимодействии меди массой 12,8 г с избытком концентрированной серной кислоты.

Готовимся к олимпиадам

Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow CaSO_4$;

$$H_2SO_4 \downarrow SO_2$$

б) $H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2$.

Для окислительно-восстановительных реакций приведите электронный баланс, а для реакций, протекающих в растворах, — ионные уравнения.

§ 22. Сульфаты — соли серной кислоты. Применение серной кислоты и сульфатов

Серная кислота — один из главных продуктов химической промышленности. Об этом говорят и масштабы мирового производства, достигающие 200 млн т в год.

В Беларуси серная кислота производится на Гомельском химическом заводе (рис. 62), ОАО «Гродно Азот» и ряде других химических заводов.

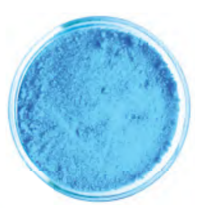
Рис. 62. ОАО «Гомельский химический завод»

Соли серной кислоты

Как вы уже знаете из предыдущего параграфа, соли серной кислоты — *сульфаты* могут образовываться при ее взаимодействии с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.

Большинство сульфатов хорошо растворимы в воде. Растворимые сульфаты, главным образом сульфат магния, содержатся в морской воде и обуславливают ее горький вкус.

Многие сульфаты способны связывать воду, образуя кристаллогидраты. Кристаллогидраты солей серной кислоты часто называют *купоросами*, например: $\mathbf{CuSO_4 \cdot 5H_2O}$ — медный купорос, $\mathbf{FeSO_4 \cdot 7H_2O}$ — железный купорос, $\mathbf{ZnSO_4 \cdot 7H_2O}$ — цинковый купорос (рис. 63). При нагревании они легко выделяют содержащуюся в них воду.



Медный

Железный

Цинковый

Рис. 63. Купоросы

Плохо растворимы сульфаты металлов IIA-группы (кроме сульфатов бериллия и магния), меньше других растворим сульфат бария. При добавлении раствора соли бария, например хлорида бария $\mathbf{BaCl_2}$, к водным растворам серной кислоты или сульфатов образуется осадок сульфата бария белого цвета:

$$\mathbf{BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl;}$$
$$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.}$$

Поэтому для обнаружения серной кислоты и ее солей в водных растворах используют растворимые соли бария.

Лабораторный опыт 3

Качественная реакция на сульфат-ионы

Распознавание раствора серной кислоты и ее солей в химической практике связано со способностью сульфат-ионов образовывать осадок с ионами бария.

1. В две выданные вам пробирки с растворами серной кислоты и сульфата натрия добавьте по несколько капель раствора хлорида бария. Что вы наблюдаете? Какие признаки свидетельствуют о протекании химических реакций?

2. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о качественной реакции на сульфат-ион.

Применение серной кислоты и сульфатов

Серная кислота — один из важнейших продуктов, широко используемых в различных областях промышленности (рис. 64). Основными ее потребителями являются производства минеральных удобрений, соляной, уксусной и других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, красителей, лекарств. Серная кислота применяется также в металлургии, для очистки нефтепродуктов, в качестве электролита в кислотных аккумуляторах и т. д.

Рис. 64. Применение серной кислоты

Соли серной кислоты используются в качестве минеральных удобрений, в строительстве, в медицине, для борьбы с вредителями растений, в производстве соды и стекла. Например, кристаллогидраты сульфата меди(II) $\mathbf{CuSO_4 \cdot 5H_2O}$ (медный купорос) и сульфата железа(II) $\mathbf{FeSO_4 \cdot 7H_2O}$ (железный купорос) используются в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений, как антисептическое средство для обработки древесины, в производстве красителей. Гидратированный сульфат магния $\mathbf{MgSO_4 \cdot 7H_2O}$ (*горькая*, или *английская*, соль) широко применяется в медицине, в том числе как сильное слабительное средство.

Природный *гипс* $\mathbf{CaSO_4 \cdot 2H_2O}$ служит для улучшения почвы, *алебастр* $\mathbf{2CaSO_4 \cdot H_2O}$ нашел широкое применение в строительном деле, для формовки всевозможных изделий, при изготовлении гипсовых скульптур и т. п.

Серная кислота — один из главных продуктов химической промышленности.

Большинство сульфатов хорошо растворимы в воде.

Для обнаружения серной кислоты и ее солей в водных растворах используют растворимые соли бария.

Вопросы и задания

1. Какие соли называются купоросами?
2. Перечислите основные области применения серной кислоты и сульфатов.
3. Запишите возможные уравнения реакций получения сульфата меди(II).
4. Рассчитайте массу воды, содержащейся в кристаллах медного купороса химическим количеством 3 моль.
5. Определите объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией растворенного вещества, равной 0,25 моль/дм^3, который необходим для получения сульфата цинка химическим количеством 3 моль.
6. Для опрыскивания сада фермеру понадобилось приготовить «бордосскую жидкость». В инструкции указывалось, что для этого необходим 7%-й раствор сульфата меди(II), а у фермера были только ярко-синие кристаллы медного купороса. Определите массу медного купороса, необходимого для приготовления нужного фермеру раствора массой 10 кг. Как приготовить такой раствор?
7. К раствору серной кислоты объемом 500 см^3 с массовой долей H_2SO_4, равной 10 %, и плотностью 1,07 г/см^3 добавили воду объемом 300 см^3. Определите массовую долю кислоты в приготовленном растворе.

Готовимся к олимпиадам

Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции:

$$Mg + H_2SO_{4\ конц} \rightarrow MgSO_4 + H_2S + \ldots .$$

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Рассчитайте массу серной кислоты, которая должна вступить в реакцию с магнием, чтобы выделившийся сероводород полностью поглотился раствором гидроксида натрия массой 300 г с массовой долей NaOH, равной 27 %, с образованием соли Na_2S, если потери сероводорода составляют 5 %.

§ 23. Азот — химический элемент и простое вещество

Неметалл азот **N** в периодической системе химических элементов открывает VA-группу, в которой также расположены неметаллы фосфор **P** и мышьяк **As** и металлы сурьма **Sb** и висмут **Bi**.

Свойства атомов элементов VA-группы, а также свойства их простых веществ закономерно изменяются с ростом их атомного номера: неметаллические свойства ослабевают, а металлические — усиливаются.

Азот в природе

В природе химический элемент азот находится в виде простого вещества $\mathbf{N_2}$ и в составе соединений. Объемная доля азота $\mathbf{N_2}$ в воздухе составляет 78 %. Земная атмосфера служит основным источником этого важнейшего элемента. Неорганические соединения азота встречаются в небольших количествах, за исключением крупного месторождения натриевой (чилийской) селитры $\mathbf{NaNO_3}$ в Чили. Азот входит в состав белков и других сложных органических веществ. На Земле постоянно происходят процессы превращения веществ живой и неживой природы, содержащих атомы азота — круговорот азота в природе (рис. 65). В результате этих превращений атомы азота из неорганических веществ неживой природы — солей аммония и нитратов — переходят в сложные органические вещества — белки. Превращения белков в организмах животных и растений составляют основу всех жизненных процессов.

Строение атомов

В атоме азота 7 электронов, из них 5 располагаются на внешнем электронном слое: $\mathbf{_7N\ 2e^-, 5e^-}$. Следовательно, атому азота не хватает трех электронов до завершения внешнего электронного слоя. Поэтому в своих соединениях с металлами и водородом азот обычно проявляет степень

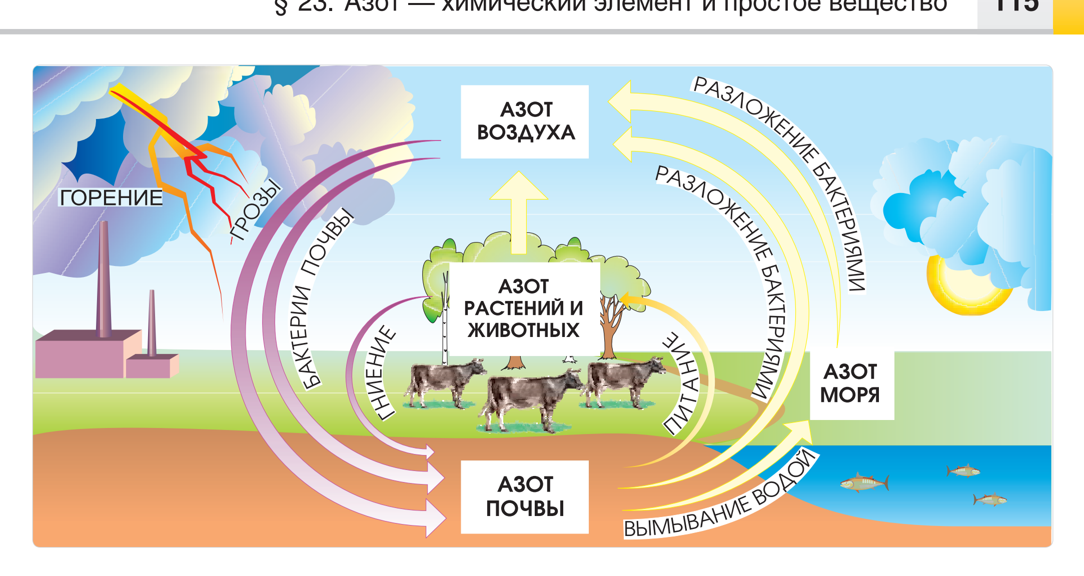


Рис. 65. Круговорот азота в природе

окисления, равную –3, как, например, в аммиаке $\mathbf{NH_3}$. В соединениях с кислородом атом азота проявляет максимальную положительную степень окисления, равную +5, как, например, в азотной кислоте $\mathbf{HNO_3}$.

Строение и физические свойства простого вещества

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул $\mathbf{N_2}$. Атомы азота в молекуле связаны между собой тремя общими электронными парами:

:N⁝⁝N:

При обычных условиях азот — бесцветный газ, без вкуса и запаха, не поддерживает дыхания и горения, не ядовит. Молекулы азота неполярны, поэтому азот мало растворим в воде. Животные в атмосфере чистого азота погибают из-за того, что лишаются необходимого для дыхания кислорода. С этим связано название азота, происходящее от греческого *а* — отрицательная приставка, *зое* — жизнь, т. е. непригодный для жизни.

При повышении давления растворимость азота в тканях организма человека увеличивается. Это приводит к состоянию «азотного наркоза»: водолаз перестает уверенно управлять своими движениями. Поэтому при погружении на большие глубины вместо сжатого воздуха пользуются искусственной дыхательной смесью, в которой азот заменен гелием.

Химические свойства азота

Простое вещество азот $\mathbf{N_2}$ химически малоактивно и, как правило, вступает в химические реакции только при высоких температурах.

Окислительные свойства азота проявляются в реакциях с водородом и активными металлами. Так, при высокой температуре (t) и большом давлении (p) азот соединяется с водородом в присутствии катализатора, образуя *аммиак:*

$$\overset{0}{N_2} + 3\overset{0}{H_2} \overset{p,\,t}{=} 2\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}.$$
$$\text{(}6 \cdot 1e^- \text{ от } H_2 \text{ к } N_2\text{)}$$

При обычных условиях азот реагирует только с литием, образуя *нитрид лития*:

$$6Li + 3N_2 = 2Li_3N.$$

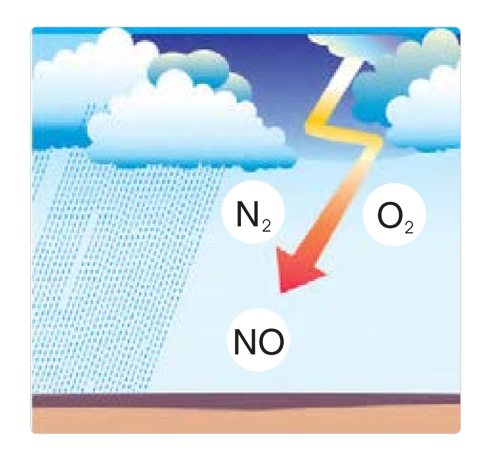


Рис. 66. Образование оксида азота(II) в природе

С другими металлами азот взаимодействует при высоких температурах.

Восстановительные свойства азота проявляются при его взаимодействии с кислородом. Азот реагирует с кислородом при температуре около 3000 °C, образуя *оксид азота(II)*:

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{=} 2\overset{+2}{N}\overset{-2}{O}.$$
$$\text{(}2 \cdot 2e^- \text{ от } N_2 \text{ к } O_2\text{)}$$

Эта реакция может также протекать при пропускании электрического разряда через смесь газов, например при разряде молнии во время грозы (рис. 66).

Применение азота

Применение азота обусловлено присущими ему свойствами инертного газа. Он используется для продувки и очистки систем трубопроводов и пожаротушения. В атмосфере азота замедляются процессы окисления и гниения, что позволяет увеличить сроки хранения лекарственных препаратов и пищевой продукции — мясных изделий, орехов, чипсов, масла, кофе, пива и др. Поэтому азот используется при их упаковке, а также для создания определенной атмосферы в овощехранилищах.

Жидкий азот, температура которого равна –196 °C, применяется для глубокого охлаждения и вымораживания, в косметологии.

В химической промышленности азот применяется при производстве минеральных удобрений и для синтеза аммиака.

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2.

Азот при комнатной температуре химически малоактивное вещество.

Азот проявляет восстановительные свойства в реакции с кислородом и окислительные — в реакциях с активными металлами.

Вопросы и задания

1. Азот по-немецки называется Stickstoff (удушающее вещество), по-английски Nitrogen (рождающий селитру). Какое из этих названий лучше отражает свойства простого вещества, а какое — химического элемента?

2. Перечислите физические свойства азота.

3. Где содержится больше молекул: в оксиде азота(II) массой 3 г или в водороде массой 4 г?

4. Из приведенных уравнений реакций выберите те, в которых азот проявляет восстановительные свойства:

а) $N_2 + O_2 = 2NO$;
б) $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$;
в) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$.

Составьте для этих уравнений схемы электронного баланса.

5. Рассчитайте химическое количество, массу и объем (н. у.) азота, необходимого для получения аммиака объемом 11,2 $дм^3$ (н. у.).

6. Определите массу нитрида лития, который образуется в результате реакции лития с азотом массой 100 г.

7. В газовой и нефтехимической промышленности азот используется для создания инертной среды с целью обеспечения безопасности технологического процесса. Рассчитайте массу и химическое количество азота, который понадобится, чтобы заполнить емкость объемом 4800 $м^3$ (н. у.).

8. Пользуясь рисунком 65 и информацией из Интернета, подготовьте сообщение о круговороте азота в природе.

§ 24. Аммиак

Одним из важнейших соединений азота является **аммиак NH_3**, в котором степень окисления азота равна –3. Графическая формула его молекулы представлена на рисунке 67.

Молекула аммиака имеет форму пирамиды (рис. 68).

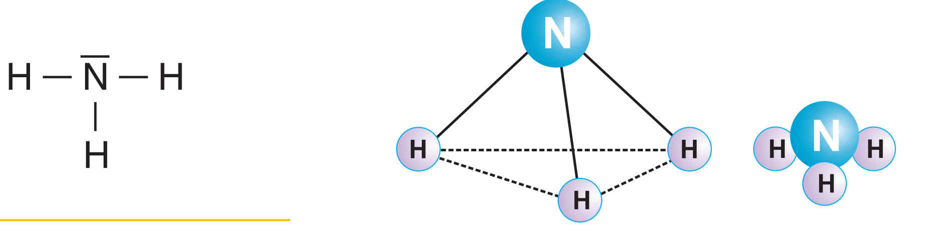


Рис. 67. Графическая формула молекулы аммиака

Рис. 68. Модель молекулы аммиака

Химические связи между атомом азота и атомами водорода в молекуле NH_3 являются ковалентными полярными, общие электронные пары сильно смещены к атому азота. Молекула аммиака полярна и является диполем.

Аммиак (в европейских языках его название звучит как «аммониак») своим названием обязан оазису Аммона, расположенному в Северной Африке, на перекрестке караванных путей. Мочевина $(NH_2)_2CO$, содержащаяся в моче животных, в жарком климате разлагается особенно быстро. Одним из продуктов разложения и является аммиак.

Физические свойства аммиака

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, ядовит. Он хорошо растворим в воде. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется около 700 объемов аммиака.

Водный раствор с массовой долей аммиака, равной 3 %, в быту называется *нашатырным спиртом*, под таким же названием он продается в аптеке. В технике водный раствор с массовой долей аммиака, равной 25 %, называют *аммиачной водой*.

Медики используют водные растворы аммиака (нашатырный спирт) в повседневной практике: ватка, смоченная в нашатырном спирте, выводит человека из обморочного состояния, не причиняя вреда.

При увеличении давления или охлаждении аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак при испарении поглощает много теплоты, поэтому его применяют в холодильных установках, а также для получения искусственного льда в спортивных сооружениях.

Химические свойства аммиака

Для аммиака характерны реакции окисления и соединения.

Степень окисления атома азота в аммиаке равна –3, поэтому аммиак проявляет **восстановительные свойства**, окисляясь кислородом и другими окислителями. Реакция горения аммиака в кислороде описывается уравнением:

$$4\overset{-3}{N}H_3 + 3\overset{0}{O}_2 = 2\overset{0}{N}_2 + 6H_2\overset{-2}{O}.$$
$$(4 \cdot 3e^- \text{ от } N \text{ к } O_2)$$

В присутствии катализатора (платины) аммиак реагирует с кислородом с образованием оксида азота(II) **NO**:

$$4\overset{-3}{N}H_3 + 5\overset{0}{O}_2 = 4\overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + 6H_2\overset{-2}{O}.$$
$$(4 \cdot 5e^- \text{ от } N \text{ к } O_2)$$

Эта реакция лежит в основе промышленного способа получения азотной кислоты. Подробнее этот процесс вы изучите в 11-м классе.

Запомните!

Смеси аммиака с кислородом или воздухом могут взрываться при нагревании, поэтому они опасны

Рис. 69. Растворение аммиака в воде

С водой и кислотами аммиак вступает в **реакции соединения.** Колбу, заполненную аммиаком и закрытую пробкой со вставленной в нее трубочкой, опустим в воду, к которой добавлено несколько капель фенолфталеина (рис. 69). Внутри колбы начнет бить малиновый «фонтан». При растворении аммиака в воде происходит химическая реакция с образованием *гидрата аммиака* $NH_3 \cdot H_2O$,

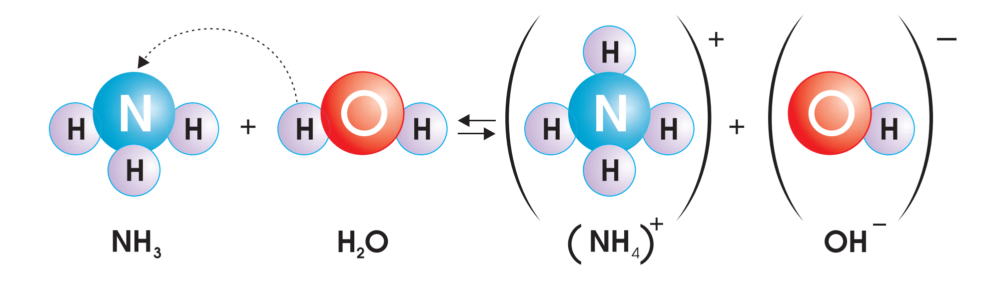


Рис. 70. Схема реакции аммиака с водой

который частично диссоциирует на катионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы $\mathbf{OH^-}$ (рис. 70):

$$\mathbf{NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-}.$$

Раствор аммиака в воде (*аммиачная вода*) за счет присутствия в нем гидроксид-ионов обладает свойствами слабого основания, поэтому в опыте, иллюстрирующем растворимость аммиака в воде, «фонтан» окрашивается в малиновый цвет. Если вместо фенолфталеина в воду добавить лакмус, то раствор окрасится в синий цвет.

Поскольку реакция взаимодействия аммиака с водой обратима, в растворе помимо катионов аммония $\mathbf{NH_4^+}$ и гидроксид-ионов $\mathbf{OH^-}$ содержатся нейтральные молекулы аммиака и воды. Аммиачная вода пахнет аммиаком, который улетучивается из открытого сосуда или при нагревании.

При взаимодействии аммиака с кислотами образуются *соли аммония*, например хлорид аммония $\mathbf{NH_4Cl}$, сульфат аммония $\mathbf{(NH_4)_2SO_4}$. Смочим одну стеклянную палочку концентрированным раствором аммиака, а другую — концентрированной соляной кислотой и поднесем их друг к другу (рис. 71). Появится белый дым, состоящий из мелких кристалликов образующейся соли *хлорида аммония*:

$$\mathbf{NH_3 + HCl = NH_4Cl}.$$

Аммиак способен реагировать и с другими кислотами. **Эти реакции протекают без изменения степени окисления атомов азота.**

Применение аммиака

По объемам производства в мире аммиак занимает одно из первых мест — ежегодно получают около 100 млн т этого соединения. Аммиак выпускается в жидком виде или в виде водного раствора — аммиачной

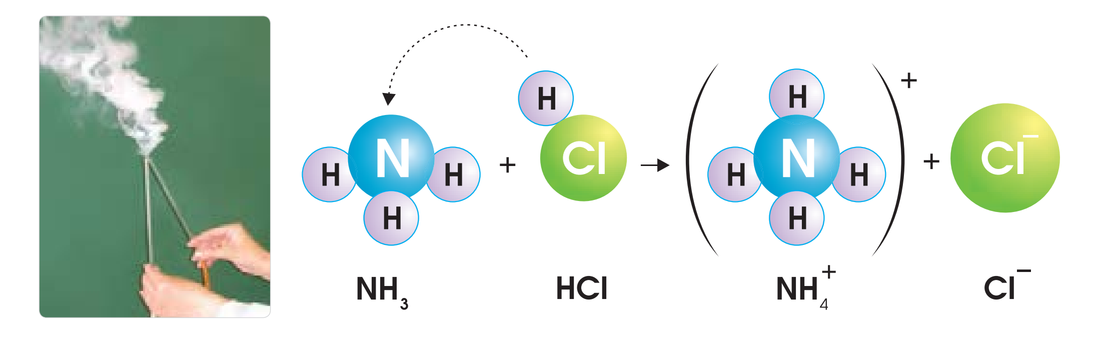


Рис. 71. Взаимодействие и схема реакции аммиака с хлороводородом

воды. Огромные количества аммиака используются для получения азотной кислоты, которая идет на производство удобрений и множества других продуктов.

Из аммиака получают различные соли аммония и мочевину (карбамид).

Аммиак используется также для получения синтетических волокон, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ, красителей (рис. 72).

Рис. 72. Применение аммиака

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, хорошо растворим в воде.

Аммиак окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства.

Аммиак вступает в реакции соединения с водой и кислотами.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства аммиака.
2. С какими веществами аммиак вступает в реакции соединения?
3. Какими свойствами обладает раствор аммиака в воде?
4. Как объяснить хорошую растворимость аммиака в воде?
5. В сосуд с парами аммиака вносят кусочек бумаги, смоченный раствором индикатора: а) лакмуса, б) метилоранжа, в) фенолфталеина. Как изменяется окраска бумаги в каждом случае?
6. В воде объемом 24,9 $см^3$ растворен аммиак объемом 6,72 $дм^3$ (н. у.). Определите массовую долю NH_3 в полученном растворе.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow NH_3$;
б) $NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$.
8. Вычислите массу соли, которая образовалась при взаимодействии хлороводорода массой 7,3 г с аммиаком объемом 5,6 $дм^3$ (н. у.).

Готовимся к олимпиадам

Рассчитайте химическое количество и объем (н. у.) аммиака, необходимого для полной нейтрализации серной кислоты в ее водном растворе массой 120 г, если $w(H_2SO_4)$ = 20 %.

§ 25. Азотная кислота

Азотная кислота HNO_3 была открыта алхимиками в раннее Средневековье. В XVII в. немецкий химик Иоганн Рудольф Глаубер получил концентрированную азотную кислоту при взаимодействии серной кислоты с нитратом калия (калиевой селитрой). Метод Глаубера применялся до начала XX в. В настоящее время в промышленности азотную кислоту в больших масштабах получают, используя в качестве исходного вещества аммиак.

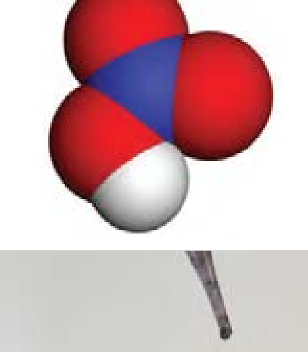


Рис. 73. Модель молекулы азотной кислоты

Модель молекулы азотной кислоты представлена на рисунке 73.

Физические свойства азотной кислоты

Азотная кислота $\mathbf{HNO_3}$ — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом, хорошо растворяется в воде, смешивается с ней в любых соотношениях. Пары азотной кислоты токсичны, поэтому обращаться с ней надо с осторожностью.

Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе практически полностью диссоциирует на ионы:

$$\mathbf{HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-.}$$

Присутствие в разбавленном водном растворе $\mathbf{HNO_3}$ ионов водорода можно обнаружить по изменению окраски индикатора: лакмус окрашивается в красный цвет (рис. 74).

Рис. 74. Изменение окраски индикатора в растворе азотной кислоты

Химические свойства азотной кислоты

Подобно другим кислотам, азотная кислота вступает в реакции с осно́вными оксидами и основаниями. При этом образуются соли азотной кислоты — **нитраты:**

$$\mathbf{2HNO_3 + CuO = Cu(NO_3)_2 + H_2O; \qquad HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O.}$$

Азотная кислота как сильная кислота взаимодействует с солями более слабых кислот. На рисунке 75 показано растворение раковины моллюска, состоящей в основном из карбоната кальция, под действием азотной кислоты с выделением углекислого газа:

$$\mathbf{2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O.}$$

Азотная кислота проявляет **окислительные** свойства по отношению к *металлам*, но в отличие от других кислот реагирует с большинством

Рис. 75. Растворение раковины азотной кислотой

Рис. 76. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой

металлов, кроме благородных. При этом **водород обычно не выделяется.**

Продуктами взаимодействия азотной кислоты с металлами являются нитраты металлов и соединения азота со степенью окисления атомов меньшей, чем в азотной кислоте. Например, если поместить в колбу обрезки медной проволоки и осторожно (в вытяжном шкафу!) прилить к ним концентрированную азотную кислоту, то сразу начнет выделяться «бурый газ» — оксид азота(IV) (рис. 76):

$$\mathbf{Cu + 4HNO_{3\ конц} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.}$$

$$\begin{array}{l|c|c|l} \overset{0}{Cu} - 2e^- = \overset{+2}{Cu} & 2 & \multirow{2}{*}{2} & \times 1 \\ \overset{+5}{N} + 1e^- = \overset{+4}{N} & 1 & & \times 2 \end{array}$$

Один объем азотной и три объема соляной кислоты образуют смесь, называемую *царской водкой*. Она способна растворять даже «царя металлов» — золото.

Азотная кислота способна окислять и другие вещества, как неорганические, так и органические. Поэтому с азотной кислотой надо обращаться крайне осторожно: не проливать, не допускать попадания на кожу (азотная кислота реагирует с белками, вследствие чего на коже образуются желтые пятна), на одежду (разрушаются шерсть и натуральный шелк).

Азотная кислота — бесцветная жидкость, с резким удушливым запахом, хорошо растворима в воде.

Азотная кислота вступает в реакции с осно́вными оксидами, основаниями и солями.

Азотная кислота проявляет окислительные свойства при взаимодействии с металлами.

Вопросы и задания

1. Вещество, полученное при взаимодействии калиевой селитры с серной кислотой, алхимик Глаубер назвал «спиритус нутри» — «дух селитры». Каково современное название этого вещества? Напишите уравнение реакции его получения.

2. Перечислите физические свойства азотной кислоты.
3. Как изменяется в водном растворе азотной кислоты окраска индикаторов: а) фенолфталеина, б) лакмуса, в) метилового оранжевого? О чем свидетельствует такое изменение окраски?
4. Приведите примеры реакций обмена с участием азотной кислоты. Составьте соответствующие химические уравнения.
5. Рассчитайте массы азотной кислоты и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 800 г с массовой долей кислоты, равной 0,05. Определите молярную концентрацию кислоты в полученном растворе, если его плотность равна 1 г/см^3.
6. Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который выделится в результате реакции азотной кислоты химическим количеством 3 моль с карбонатом кальция.
7. Определите массу раствора с массовой долей азотной кислоты, равной 62 %, необходимого для полного растворения меди массой 64 г.
8. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения: азотная кислота → нитрат меди(II) → медь → → оксид меди(II) → хлорид меди(II).

Готовимся к олимпиадам

На нейтрализацию гидроксида калия массой 48 г затрачен раствор азотной кислоты объемом 500 см^3 с плотностью, равной 1 г/см^3. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию азотной кислоты в указанном растворе.

§ 26. Нитраты. Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота — одноосно́вная кислота, образующая соли **нитраты.**

Нитраты

Из предыдущего параграфа вы уже знаете, что нитраты образуются при взаимодействии азотной кислоты с различными химическими веществами: металлами, оксидами и гидроксидами металлов, солями слабых кислот.

При обычных условиях нитраты — твердые кристаллические вещества. Все они хорошо растворимы в воде.

Нитраты являются сильными электролитами. При диссоциации этих солей в качестве катионов образуются ионы металлов (или аммония), а в качестве анионов — нитрат-ионы:

$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-; \qquad NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-.$$

Нитраты щелочных, щёлочноземельных металлов и аммония называют **селитрами.** Например, KNO_3 — *калийная селитра*, NH_4NO_3 —

аммиачная селитра, $\mathbf{NaNO_3}$ — *натриевая селитра*, $\mathbf{Ca(NO_3)_2}$ — *кальциевая селитра*. Это связано с тем, что селитры используются в качестве удобрений.

В больших количествах нитраты ядовиты.

Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей. Они взаимодействуют с металлами, при этом более активный металл вытесняет менее активные из растворов их солей:

$$\mathbf{Cu(NO_3)_2 + Zn = Cu + Zn(NO_3)_2.}$$

Реакции с кислотами, щелочами и солями протекают, если в результате образуются нерастворимые соединения, а нитрат-ионы остаются в растворе, например:

$$\mathbf{AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3;}$$
$$\mathbf{Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3;}$$
$$\mathbf{Pb(NO_3)_2 + BaCl_2 = Ba(NO_3)_2 + PbCl_2\downarrow.}$$

Все нитраты термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются с образованием кислорода. Подробнее с этими реакциями вы познакомитесь в курсе химии 11-го класса.

В твердом виде все нитраты — сильные окислители, входящие в состав пиротехнических смесей. Самая известная — *черный порох* — представляет собой смесь калийной селитры, углерода и серы:

$$2KNO_3 + 3C + S = K_2S + N_2 + 3CO_2.$$

Черный порох появился в Китае в середине XI в. и применялся для «огненных копий» и фейерверков. В Европу попал лишь в XIII в. В 1650 г. белорус Казимир Семено́вич издал трактат «Великое искусство артиллерии, часть первая», в котором целый раздел посвятил изготовлению черного пороха (см. рис.). Книга была переведена на многие европейские языки, и чуть ли не два столетия оставалась самой популярной научной работой по артиллерии. В свое время по книге Казимира Семено́вича учились Ньютон, российский император Петр I и французский император Наполеон I. Основоположник российской космонавтики К. Э. Циолковский ссылался в некоторых своих работах на труды Казимира Семено́вича.

Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота широко используется для получения минеральных удобрений, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ и ракетного топлива, полимерных материалов, красителей и т. п.

Очень широка и область применения нитратов. Они используются в качестве удобрений, как окислители — в пиротехнических смесях, для производства стекла.

Нитрат серебра(I) $\mathbf{AgNO_3}$ (*ляпис*) применяют как противомикробное и противовоспалительное средство.

Нитраты используются для обработки и консервирования пищевых продуктов. Так нитрат натрия $NaNO_3$ в строго определенном количестве добавляют в мясо при изготовлении колбас. Он восстанавливается микроорганизмами до нитрита натрия $NaNO_2$, который препятствует окислению мяса и способствует сохранению розового цвета мясных изделий. Присутствие нитритов в колбасе необходимо еще и по другой причине: они предотвращают развитие микроорганизмов, выделяющих ядовитые вещества.

Соли азотной кислоты называются нитратами.

Нитраты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей.

Азотная кислота и нитраты находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства нитратов.
2. Какие ионы образуются при диссоциации солей азотной кислоты в воде?
3. Запишите формулы калийной, кальциевой и натриевой селитр. Рассчитайте массовую долю азота в каждом из указанных веществ.
4. Запишите уравнения реакций получения солей азотной кислоты при ее взаимодействии с: а) оксидами металлов, б) гидроксидами металлов, в) солями. Укажите условия протекания этих реакций.
5. В раствор нитрата серебра(I) была опущена пластинка цинка. Через некоторое время масса пластинки изменилась. Объясните почему.
6. Азотная кислота и ее растворы используются в ювелирном деле для определения состава сплавов из драгоценных металлов (т. е. их пробы).

Так, для установления 375 пробы золота используют раствор с массовой долей азотной кислоты, равной 59,5 % (плотность раствора 1,4 г/см^3). Определите молярную концентрацию кислоты в указанном растворе.

7. В качестве противовоспалительного средства при хроническом гастрите и язве желудка пациентам назначают 0,06 %-й раствор $AgNO_3$. Рассчитайте массу и химическое количество нитрата серебра(I), необходимого для приготовления такого раствора объемом 500 см^3 с плотностью 1 г/см^3.

8. Пользуясь текстом параграфа и информацией из Интернета, составьте схемы применения: а) азотной кислоты, б) нитратов. По составленным схемам подготовьте рассказ о применении этих веществ.

§ 27. Фосфор — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов неметалл **фосфор P** расположен в третьем периоде в VA-группе. Рассмотрим свойства этого химического элемента и образуемых им простых веществ более подробно.

Фосфор в природе

Из-за высокой химической активности фосфор в природе в свободном виде не встречается. В почве и в горных породах он содержится в виде солей фосфорной кислоты — **фосфатов.** Так, фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$ является основным компонентом минерала апатита (рис. 77). В виде соединений фосфор входит в состав костной, мышечной и нервной тканей человека и животных. В организме взрослого человека содержится около 0,75 кг этого элемента. Много соединений фосфора в нервных клетках, что позволило известному геохимику А. Е. Ферсману назвать фосфор «элементом мысли». В костях человека и позвоночных животных большое количество фосфора содержится именно в виде фосфата кальция. Растениям фосфор необходим для формирования и развития семян и плодов.

Фосфор поступает в организмы человека и животных с растительной пищей и продуктами питания. Растения, в свою очередь, усваивают фосфор из

Рис. 77. Апатит

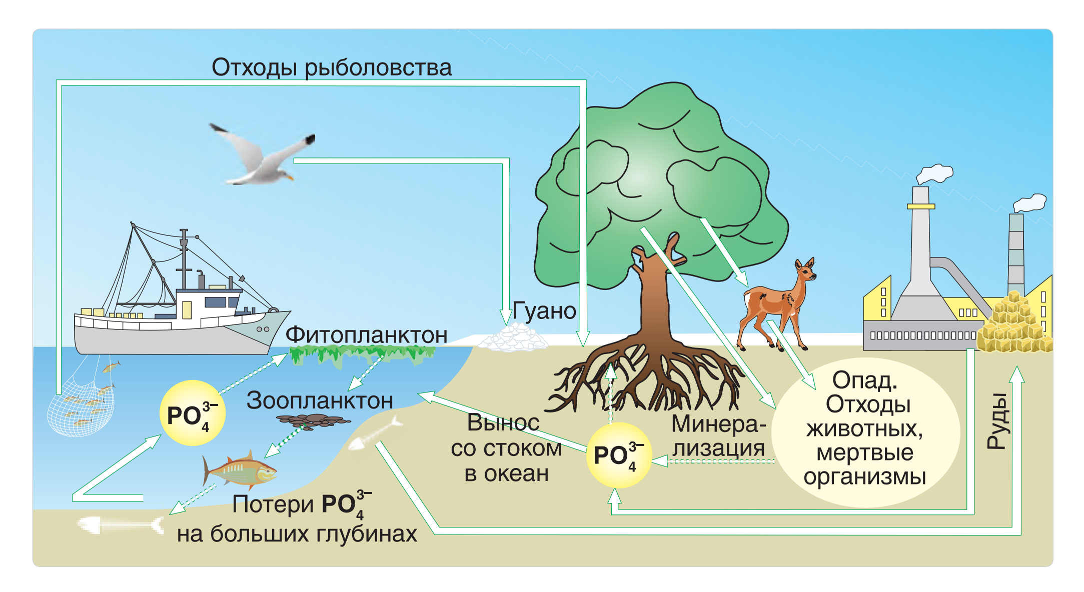


Рис. 78. Круговорот фосфора в природе

почвы. При гниении остатков животных и растений фосфор возвращается в почву. Так осуществляется круговорот фосфора в природе (рис. 78).

Строение атомов фосфора

В атоме фосфора имеется 15 электронов, которые располагаются на трех электронных слоях:

$$_{15}\mathbf{P}\ \mathbf{2e^-,\ 8e^-,\ 5e^-}.$$

На внешнем электронном слое у атомов фосфора, так же как и у атомов азота, имеется по 5 электронов. В соединениях с металлами и водородом фосфор проявляет степень окисления, равную −3, например в фосфиде кальция $\mathbf{Ca_3P_2}$. Максимальная положительная степень окисления, проявляемая атомами фосфора в соединениях, равна +5, например в фосфорной кислоте $\mathbf{H_3PO_4}$. Для атомов фосфора также характерна степень окисления +3, например во фториде фосфора $\mathbf{PF_3}$.

Строение и физические свойства простых веществ

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций, которые называются белым, красным и черным фосфором.

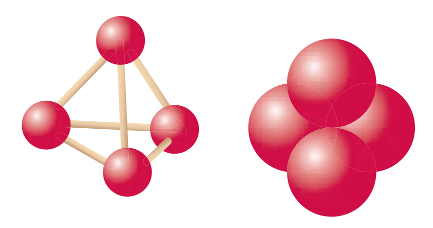


Рис. 79. Схема строения и модель молекулы белого фосфора

Белый фосфор состоит из молекул $\mathbf{P_4}$, имеющих форму тетраэдра. В таких молекулах каждый из четырех атомов фосфора связан ковалентной связью с тремя остальными (рис. 79). Как молекулярное соединение белый фосфор легкоплавок и летуч. **Белый фосфор — сильно ядовитое вещество,** воспламеняется на воздухе, светится в темноте. Хранят его под слоем воды.

Белый фосфор впервые был получен из мочи алхимиком Хённигом Брандтом в 1669 г. в виде массы, светящейся в темноте. Отсюда произошло и название этого элемента (фосфор в переводе с греческого означает «светоносный»).

На свету и при нагревании до 300 °С без доступа воздуха белый фосфор превращается в порошок, цвет которого может быть от красно-бурого до красного и фиолетового (красный фосфор). *Красный фосфор* не летуч, не растворим в воде, не ядовит.

Красный и черный фосфор, с которым вы подробнее познакомитесь в курсе химии 11-го класса, имеют сложную структуру.

Химические свойства фосфора

Химически фосфор достаточно активен — непосредственно соединяется со многими простыми веществами с выделением большого количества теплоты. При этом фосфор проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.

Окислительные свойства фосфора проявляются при его взаимодействии с наиболее активными металлами. При этом образуются *фосфиды*:

$$3\overset{0}{\mathrm{Ca}} + 2\overset{0}{\mathrm{P}} = \overset{+2}{\mathrm{Ca}}_3\overset{-3}{\mathrm{P}}_2 . \quad (3 \cdot 2e^-: \mathrm{Ca} \to \mathrm{P})$$

Восстановительные свойства фосфора проявляются при его взаимодействии с кислородом. Но у разных модификаций фосфора химическая активность различна. Например, белый фосфор при комнатной температуре легко окисляется на воздухе с образованием *оксида фосфора(III)*:

$$\overset{0}{\mathrm{P}}_4 + 3\overset{0}{\mathrm{O}}_2 = 2\overset{+3}{\mathrm{P}}_2\overset{-2}{\mathrm{O}}_3 . \quad (4 \cdot 3e^-: \mathrm{P} \to \mathrm{O})$$

Рис. 80. Горение красного фосфора в кислороде

Окисление белого фосфора сопровождается свечением. Белый и красный фосфор при поджигании загораются и горят ослепительно ярким пламенем (рис. 80) с образованием белого дыма *оксида фосфора(V)*:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

Применение фосфора

Фосфор используют в производстве фосфорной кислоты и фосфорных удобрений, полупроводниковых материалов как компонент покрытий стальных изделий и т. д. (рис. 81). Белый фосфор применяют для изготовления трассирующих боеприпасов как дымообразующее и зажигательное средство, красный фосфор — основной компонент смеси для спичечных коробков.

Рис. 81. Применение фосфора

Современные спички, зажигающиеся при трении о специальную поверхность, были изобретены в Швеции в 1855 г. На боковые поверхности спичечного коробка наносят массу, состоящую из красного фосфора, оксида железа(III) Fe_2O_3, соединений сурьмы и марганца с примесью измельченного стекла и клея. В состав спичечной головки входят хлорат калия $KClO_3$, сера, наполнители и клей. При трении спичечной головки о фосфорные намазки происходит воспламенение:

$$6P + 5KClO_3 = 3P_2O_5 + 5KCl.$$

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций — белый, красный и черный фосфор.

Белый фосфор — сильно ядовитое вещество.

Фосфор проявляет восстановительные свойства в реакции с кислородом и окислительные — в реакциях с активными металлами.

Вопросы и задания

1. В виде каких соединений фосфор находится в природе?
2. Перечислите аллотропные модификации фосфора.
3. Как доказать, что белый и красный фосфор являются аллотропными модификациями одного и того же элемента?
4. Почему белый фосфор нельзя хранить на воздухе? Подтвердите ответ записью уравнения реакции.
5. Запишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства фосфора.
6. Определите степени окисления атомов фосфора в следующих соединениях: PCl_3, Mg_3P_2, P_2O_5, H_3PO_4, KH_2PO_4.
7. Рассчитайте химическое количество и массу оксида фосфора(V), который получится при сжигании фосфора массой 70 г в кислороде. Какой объем (н. у.) кислорода для этого понадобится?
8. Подготовьте сообщения: 1) об истории спичек; 2) о биологической роли фосфора и его соединений.

§ 28. Кислородсодержащие соединения фосфора

Среди неорганических соединений фосфора наибольшее значение имеют его оксиды, фосфорная кислота $\mathbf{H_3PO_4}$ и ее соли.

Оксиды фосфора

В зависимости от условий окисления фосфора можно получить *оксид фосфора(III)* $\mathbf{P_2O_3}$ или *оксид фосфора(V)* $\mathbf{P_2O_5}$.

Оксид фосфора(V) представляет собой твердое, белое порошкообразное вещество, которое обладает способностью отнимать воду у многих веществ.

Оксид фосфора(V) используется в химических лабораториях и промышленности в качестве лучшего осушающего и отнимающего воду (дегидратирующего) средства.

При растворении оксида фосфора(V) в воде образуется фосфорная кислота $\mathbf{H_3PO_4}$:

$$\mathbf{P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4}.$$

Оксид фосфора(III) и оксид фосфора(V) обладают кислотными свойствами: взаимодействуют с водой, осно́вными оксидами и основаниями. С продуктами этих реакций вы познакомитесь в 11-м классе.

Фосфорная кислота и ее соли

В молекуле $\mathbf{H_3PO_4}$ атом фосфора соединен с четырьмя атомами кислорода одной двойной связью P═O и тремя одинарными связями P—OH. Модель молекулы и графическая формула фосфорной кислоты представлены на рисунке 82:

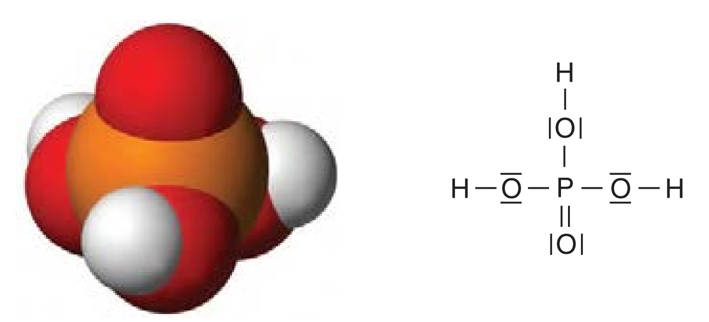


Рис. 82. Модель молекулы и графическая формула фосфорной кислоты

Фосфорная кислота $\mathbf{H_3PO_4}$ является трехосно́вной кислотой. Она относится к слабым электролитам и в водных растворах диссоциирует обратимо.

Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот: изменяет окраску индикаторов, реагирует с металлами, расположенными в ряду активности до водорода, осно́вными оксидами, основаниями и солями.

С водой фосфорная кислота смешивается в любых соотношениях.

Соли фосфорной кислоты называются фосфатами. Большинство этих солей, кроме фосфатов щелочных металлов и аммония, нерастворимы в воде.

Применение фосфорной кислоты и фосфатов

В промышленности, в коммунальном хозяйстве и в быту фосфорную кислоту и ее соли применяют для замедления коррозии металлов, умягчения воды, борьбы с накипью и изготовления различных моющих средств. Пропитка древесины самой кислотой и ее солями делает дерево негорючим. На этой основе сейчас производят огнезащитные краски, негорючие фосфодревесные плиты, негорючий фосфатный пенопласт и другие строительные материалы. Фосфаты широко используются как фосфорные удобрения.

В пищевой промышленности небольшие добавки фосфорной кислоты заметно улучшают вкусовые качества мармелада, лимонадов и сиропов.

Более подробно со свойствами фосфорной кислоты H_3PO_4 и ее солей вы познакомитесь в курсе химии 11-го класса.

К наиболее распространенным соединениям фосфора относятся оксиды, фосфорная кислота и ее соли.

Слабая фосфорная кислота в растворах диссоциирует обратимо.

Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот: изменяет окраску индикаторов, реагирует с металлами, расположенными в ряду активности до водорода, осно́вными оксидами, основаниями и солями.

Вопросы и задания

1. Какими свойствами: кислотными или осно́вными — обладают оксиды фосфора?
2. Перечислите осно́вные химические свойства фосфорной кислоты.
3. С какими из перечисленных веществ реагирует фосфорная кислота: вода, медь, цинк, гидроксид цинка, гидроксид кальция, оксид бария, оксид кремния(IV)?
4. Рассчитайте массу продукта реакции оксида фосфора(V) химическим количеством 5 моль с водой.
5. Водный раствор, содержащий фосфорную кислоту массой 196 г, нейтрализовали гидроксидом кальция массой 18,5 г. Определите массу образовавшегося фосфата кальция.
6. В состав образца костной ткани входит 58 % фосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$. Рассчитайте, какая масса фосфора содержится в костной ткани массой 1 кг.

7. Определите массу фосфорита, содержащего 67 % $Ca_3(PO_4)_2$, необходимого для получения фосфора массой 1 кг.

8. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2.$$

Готовимся к олимпиадам

Согласно результатам химического анализа состав соли выражается формулой $H_{12}O_4N_3P$. Запишите эту формулу так, чтобы было видно, что это действительно соль, назовите ее.

§ 29. Минеральные удобрения

К важнейшим химическим элементам, необходимым для развития растений, относятся *азот*, *фосфор* и *калий*. Кроме названных, для жизнедеятельности растений важны и другие химические элементы: сера, магний, железо и кальций. Эти семь элементов называют *макроэлементами*. Кроме них, растениям в очень небольших количествах нужны марганец, кремний, бор, медь, цинк, молибден и др. — их называют *микроэлементами* (рис. 83).

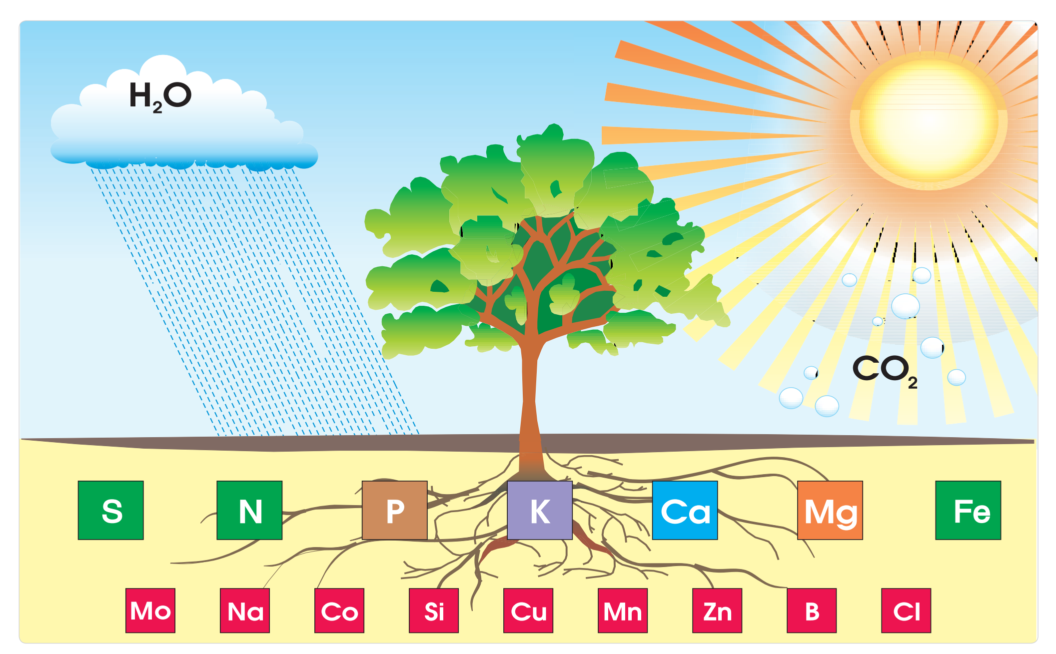


Рис. 83. Макро- и микроэлементы, необходимые для развития растений

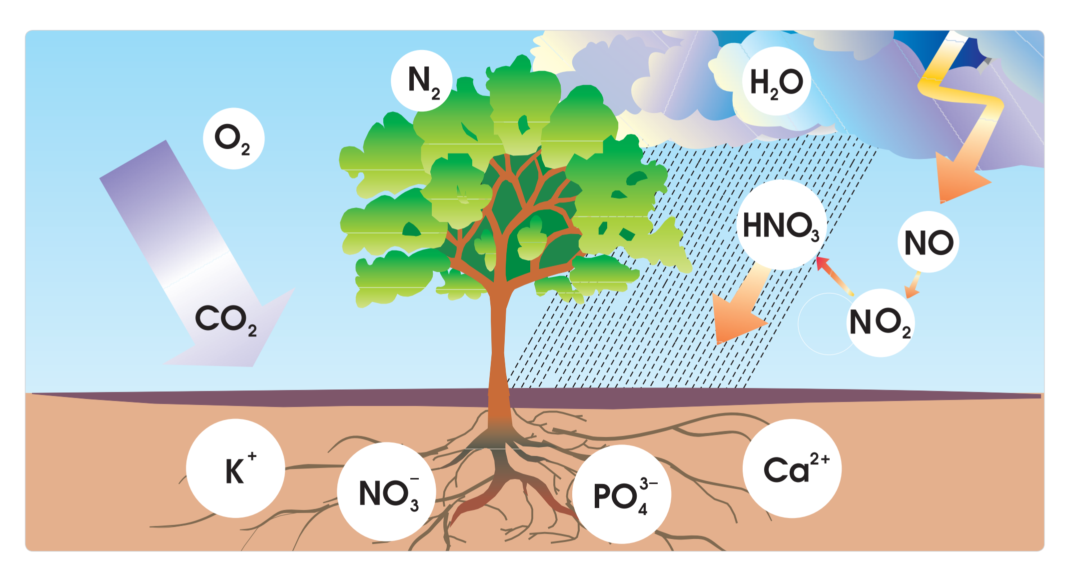


Рис. 84. Пути усвоения растениями необходимых химических элементов

Растения получают необходимые элементы из почвы в виде растворимых соединений. Например, азот растения усваивают либо в виде нитрат-иона NO_3^-, либо в виде иона аммония NH_4^+, фосфор — в виде фосфат-иона PO_4^{3-} (рис. 84). Если таких соединений в почве мало, их надо добавлять до нормы (вносить удобрения).

Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений, их вносят в почву для повышения урожайности.

Азотные удобрения

Атомы азота входят в состав аминокислот и белков. Но непосредственно из воздуха азот могут усваивать только особые бактерии, которые живут в клубеньках корешков бобовых растений (гороха, фасоли, клевера, люпина, чечевицы) (рис. 85). Все другие растения потребляют азот из солей аммония или нитратов. Каждую осень человек собирает урожай, а значит, забирает из почвы соединения азота, из-за чего почва теряет свою плодородность, поэтому ее необходимо удобрять.

Азотные удобрения делятся на две группы: минеральные и органические. К минеральным азотным удобрениям относятся: *сульфат аммония* $(NH_4)_2SO_4$, *аммиачная вода* и *жидкий аммиак* NH_3, *селитры:* $NaNO_3$, KNO_3, $Ca(NO_3)_2$, NH_4NO_3, *мочевина* $(NH_2)_2CO$ и др.

Рис. 85. Клубеньки с азотфиксирующими бактериями

Рис. 86. ОАО «Гродно Азот»

Органические азотные удобрения — это *навоз, компост* (удобрение, получаемое из органических остатков в результате их биологического разложения), *помет* и *зеленые удобрения* на основе бобовых растений. Помимо азота, они содержат и другие элементы, необходимые для питания растений.

В большом количестве высококонцентрированные азотные удобрения в Беларуси производятся на ОАО «Гродно Азот» (рис. 86).

Важно знать, что избыточное внесение в почву азотных удобрений приводит к тому, что нитраты попадают в пищевые продукты, загрязняя их и делая непригодными к употреблению. Содержание нитратов в овощах, фруктах и других продуктах не должно превышать предельно допустимой концентрации. При использовании экологически чистых продуктов человек в сутки потребляет нитраты массой 100—200 мг, из них 60—70 % — с овощами, а 10—20 % — с водой.

Фосфорные удобрения

В качестве фосфорных удобрений чаще всего используют кальциевые соли фосфорной кислоты. Одно из распространенных фосфорных удобрений — измельченная горная порода фосфорит (*фосфоритная мука*), основным компонентом которого является фосфат кальция $\mathbf{Ca_3(PO_4)_2}$. Фосфорит плохо растворим в воде. К хорошо растворимым в воде фосфорным удобрениям относятся *двойной суперфосфат* и *аммофос*, с которыми более подробно вы познакомитесь в 11-м классе. Фосфорные удобрения в Беларуси производятся на Гомельском химическом заводе.

Фосфорные удобрения повышают урожайность сельскохозяйственных культур, придают растениям зимостойкость и устойчивость к неблагоприятным климатическим условиям, способствуют быстрому созреванию урожая в районах с коротким вегетационным периодом.

Калийные удобрения

В качестве калийного удобрения чаще всего используют хлорид калия **KCl**, встречающийся в составе различных горных пород (см. § 15).

Важным калийным удобрением является также *зола* растений, в которой калий находится в виде карбоната калия (*поташа*) K_2CO_3. Это вещество хорошо растворимо в воде и легко усваивается растениями. Кроме того, в золе содержатся фосфор, кальций и другие элементы, необходимые для развития растений.

При внесении минеральных удобрений в почву необходимо учитывать состав почвы и ее кислотность, нормы и сроки внесения удобрений, а также погодные условия.

Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений; их вносят в почву для повышения урожайности.

К важнейшим химическим элементам, необходимым для развития растений, относятся азот, фосфор и калий.

Вопросы и задания

1. Какие химические элементы относятся к макро-, а какие — к микроэлементам?
2. Из каких источников растения получают химические элементы, необходимые им для питания?
3. Перечислите основные азотные удобрения.
4. Один из способов получения кальциевой селитры заключается в нейтрализации разбавленной азотной кислоты мелом. Запишите уравнение этой реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
5. Массовая доля азота в удобрении составляет 14 %. Весь азот содержится в нем в виде мочевины $(NH_2)_2CO$. Вычислите массовую долю мочевины в этом удобрении.
6. Вычислите химическое количество и массу нитрата аммония, который следует внести на площадь 100 га, если масса азота, внесенного на площадь 1 га, должна составлять 60 кг.
7. Из фосфорита массой 322,6 кг получили фосфорную кислоту массой 195 кг. Вычислите массовую долю $Ca_3(PO_4)_2$ в фосфорите.
8. В золе еловой древесины массовая доля карбоната калия составляет 26,4 %. Определите массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 20 %, которая полностью прореагирует с карбонатом калия, содержащимся в золе массой 100 г.

Готовимся к олимпиадам

В агрохимии содержание питательного элемента фосфора в минеральных удобрениях принято выражать в пересчете на оксид фосфора(V). Определите массовую долю оксида фосфора(V) в преципитате $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$, который применяется в качестве удобрения и кормовой добавки.

§ 30. Углерод — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов **углерод C** — это химический элемент с атомным номером 6, расположен во втором периоде в IVA-группе.

Углерод в природе

Углерод — важнейший химический элемент нашей планеты. В атмосфере и земной коре углерод встречается в виде оксидов **CO** и **CO_2**, карбонатов (например, **$CaCO_3$** в составе мела, мрамора, известняка), ископаемого топлива (уголь, торф, нефть, газ). Углерод — основа жизни на Земле. Подавляющее большинство соединений углерода относятся к так называемым **органическим** (от слова «организм») веществам, которые более подробно будут рассмотрены в следующих параграфах учебного пособия. При разложении органических веществ образовались отложения угля, торфа и месторождения нефти.

В природе постоянно осуществляется круговорот углерода (рис. 87).

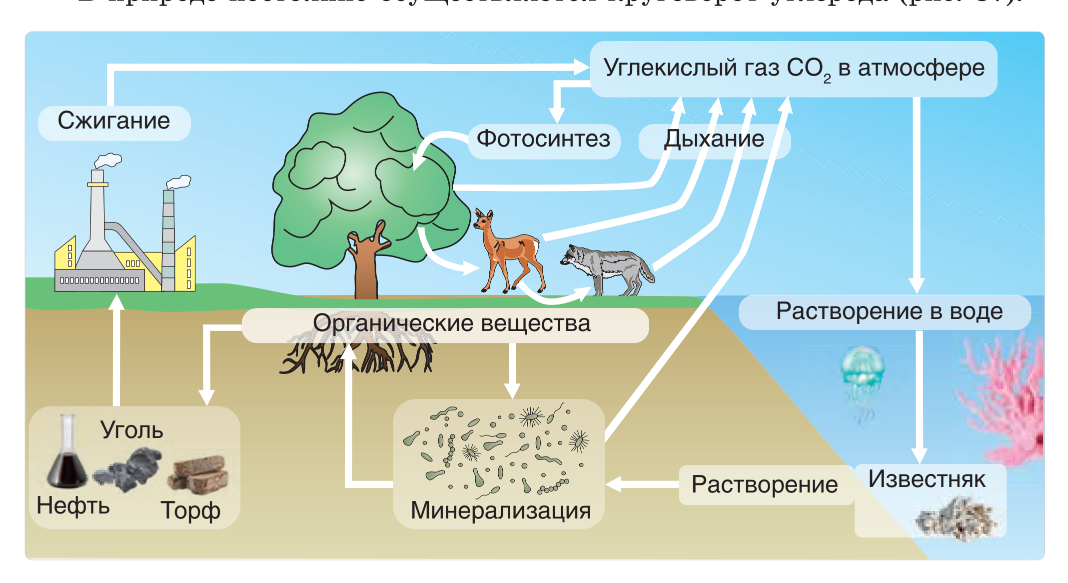


Рис. 87. Круговорот углерода в природе

Строение атомов углерода

В атоме углерода 6 электронов, из них на внешнем электронном слое находится 4 электрона (см. рис. 32):

$$_{6}\mathbf{C}\ \mathbf{2e^{-},\ 4e^{-}}.$$

До завершения внешнего электронного слоя атому углерода не хватает 4 электронов. Поэтому в своих соединениях с металлами и водородом атомы углерода проявляют отрицательную степень окисления, равную −4, например $\mathbf{Al_4C_3}$ — карбид алюминия.

В соединениях с более электроотрицательными элементами атомы углерода проявляют положительные степени окисления +4 и +2, например $\mathbf{CO_2}$ — углекислый газ и **CO** — угарный газ.

Строение и физические свойства простых веществ

Так же как кислород, сера и фосфор, углерод образует несколько аллотропных модификаций. Наиболее известные из них графит и алмаз.

Графит — темно-серое вещество, состоящее из атомов углерода, которые расположены послойно (рис. 88). Эти слои относительно слабо связаны друг с другом, поэтому графит мягкий и может быть разделен на отдельные чешуйки. На способности графита оставлять черту при трении основано его широкое использование для производства карандашей.

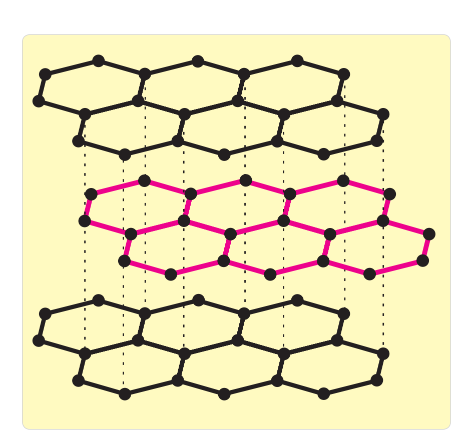
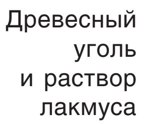


Рис. 88. Схема строения кристалла графита

Сажа, древесный уголь, получаемый при нагревании древесины без доступа воздуха, и **кокс**, получаемый из каменного угля, — это продукты с высоким содержанием углерода. Древесный уголь обладает способностью поглощать (*адсорбировать*) пары, газы и вещества из жидких растворов. Это объясняется тем, что он имеет большое количество пор и, следовательно, обладает большой поверхностью. Поместим в стакан с раствором лакмуса истолченный древесный уголь (рис. 89). Через некоторое время жидкость в стакане обесцветится, так как уголь погло-



Древесный уголь и раствор лакмуса

Раствор лакмуса после выдерживания в нем древесного угля

Рис. 89. Сорбционные свойства древесного угля

тит лакмус. Сорбционные свойства древесного угля широко применяются в противогазах, в химической промышленности, для обесцвечивания и очистки сахарного сиропа, масла, жиров, вин, питьевой воды, а также в медицине.

В отличие от графита в **алмазе** (рис. 90) каждый атом углерода связан с другими атомами четырьмя химическими связями, направленными к вершинам тетраэдра. Все связи между атомами углерода одинаковые, небольшие по длине и очень прочные. Поэтому алмаз является самым твердым природным веществом. Алмаз образует прозрачные, сильно преломляющие свет кристаллы. Ограненные алмазы называются бриллиантами.

Графит хорошо проводит электрический ток, а алмаз является изолятором.

Известны и другие аллотропные модификации углерода: *карбин, фуллерены, графен*. С ними вы познакомитесь в курсе химии 11-го класса.

В том, что разные аллотропные модификации углерода состоят из атомов одного и того же элемента, можно убедиться, сжигая их в кислороде. Все они при горении образуют один и тот же продукт — *оксид углерода(IV)* и ничего больше. Кроме того, равные массы графита, алмаза, карбина и фуллерена дадут одно и то же количество углекислого газа.

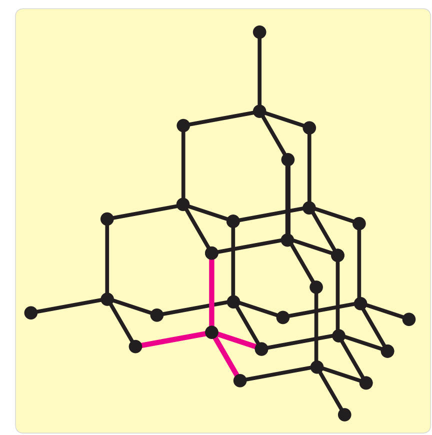
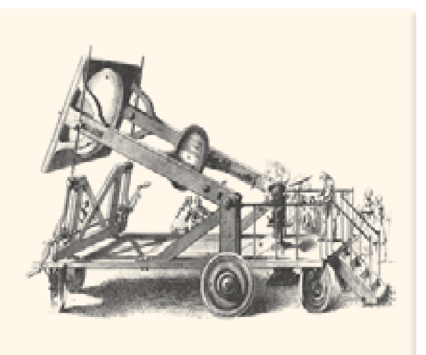


Рис. 90. Схема строения кристалла алмаза

В конце XVIII в. известный французский химик Лавуазье вместе со своими коллегами купил небольшой алмаз и сжег его в громадной «зажигательной машине» (см. рис.) с помощью сфокусированных солнечных лучей. При этом образовался только один продукт — углекислый газ CO_2. Этот же газ Лавуазье получил и при сжигании древесного угля. Данные опыты позволили ученому сделать вывод, что алмаз и уголь имеют «одно начало».



В определенных условиях возможно превращение одной модификации углерода в другую. Так, при сильном нагревании без доступа воздуха алмаз чернеет и превращается в графит. Графит при температуре выше 2000 °С и давлении порядка 100 000 атм превращается в алмаз. Этот процесс используется для получения искусственных алмазов, нашедших техническое применение.

При записи уравнений химических реакций различные модификации углерода обозначаются буквой **С**.

Химические свойства углерода

Углерод реагирует с другими веществами, как правило, при нагревании.

Окислительные свойства углерода проявляются при его взаимодействии с металлами при высокой температуре:

$$4\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{C} \overset{t}{=} \overset{+3}{Al}_4\overset{-4}{C}_3 \quad (4 \cdot 3e^-)$$

Получаемые соединения называются *карбидами.*

Углерод проявляет **восстановительные** свойства при взаимодействии с кислородом, образуя при недостатке кислорода оксид углерода(II):

$$2\overset{0}{C} + \overset{0}{O}_2 \overset{t}{=} 2\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}, \quad (2 \cdot 2e^-)$$

или при его избытке — *оксид углерода*(IV):

$$\overset{0}{C} + \overset{0}{O}_2 \overset{t}{=} \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2. \quad (4e^-)$$

Восстановительные свойства углерода проявляются и в реакциях со сложными веществами. Так, при взаимодействии углерода с *оксидом железа(III)* получают металлическое железо:

$$3\overset{0}{\mathrm{C}} + 2\overset{+3}{\mathrm{Fe}}_2\mathrm{O}_3 \overset{t}{=} 4\overset{0}{\mathrm{Fe}} + 3\overset{+4}{\mathrm{C}}\mathrm{O}_2 .$$

$$\begin{array}{l|c|c|l} \overset{0}{\mathrm{C}} - 4e^- = \overset{+4}{\mathrm{C}} & 4 & \multirow{2}{*}{12} & \times 3 \\ 2\overset{+3}{\mathrm{Fe}} + 6e^- = 2\overset{0}{\mathrm{Fe}} & 6 & & \times 2 \end{array}$$

Это один из самых первых химических процессов, освоенных человеком.

Из аллотропных модификаций углерода наиболее известны графит и алмаз.

При взаимодействии с другими веществами углерод может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте химический элемент углерод, указав его положение в периодической системе (атомный номер, группа, период) и строение атома (заряд ядра, число электронных слоев, число электронов на внешнем электронном слое).
2. Пользуясь текстом параграфа, составьте в тетради таблицу, в которой сравните физические свойства графита и алмаза.
3. Приведите уравнение химической реакции, с помощью которой можно доказать, что графит и алмаз — аллотропные модификации одного и того же химического элемента.
4. Графит оставляет следы на бумаге, а алмаз легко режет стекло. Как это можно объяснить?
5. Иногда при отравлениях врачи рекомендуют применять активированный уголь — спрессованный в таблетки порошок древесного угля. Какую роль играет уголь в данном случае?
6. Приведите три уравнения реакций, характеризующих химические свойства углерода. В каждой из реакций назовите окислитель.
7. При сгорании торфа массой 1 кг образуется углекислый газ массой 2,57 кг. Вычислите массовую долю химического элемента углерода в торфе.
8. Продуктами горения метана CH_4 являются вода и углекислый газ. Определите химическое количество, массу и объем (н. у.) углекислого газа, полученного из метана объемом (н. у.) 44,8 м^3. Почему эта реакция считается одной из «виновных» в глобальном изменении климата? Найдите соответствующую информацию в Интернете.

Домашний эксперимент

В несколько стаканов налейте окрашенные жидкости: чай, компот, раствор зеленки (1—2 капли) в воде. В каждый стакан поместите несколько истолченных таблеток активированного угля и оставьте на некоторое время. Как изменится окраска растворов? На какое свойство угля указывает изменение их окраски?

§ 31. Оксиды углерода

Среди неорганических соединений углерода наибольшее значение имеют его кислородные соединения: оксиды, угольная кислота и ее соли.

Оксид углерода(II)

Модель молекулы оксида углерода(II) представлена на рисунке 91. Он относится к *несолеобразующим* оксидам, так как не взаимодействует в обычных условиях ни с кислотами, ни со щелочами.

Оксид углерода(II) CO образуется при неполном сгорании топлива (дров, торфа, угля) и может попадать в воздух. При вдыхании человеком такого воздуха наступает отравление (*угар*), поэтому CO называют *угарным газом*. Угарный газ содержится также в табачном дыме и выхлопных газах автомобилей. Оксид углерода(II) — **сильный яд!** При вдыхании он связывается с гемоглобином крови прочнее, чем кислород, и тем самым блокирует перенос кислорода в организме. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью и потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Человека, пострадавшего от угарного газа, надо как можно быстрее вынести на свежий воздух и оказать медицинскую помощь.

Оксид углерода(II) горит на воздухе голубоватым пламенем с выделением большого количества теплоты, превращаясь в углекислый газ:

$$2CO + O_2 \overset{t}{=} 2CO_2.$$

В этой реакции оксид углерода(II) проявляет **восстановительные свойства.**

Рис. 91. Модель молекулы оксида углерода(II)

Восстановительные свойства оксида углерода(II) проявляются и в его реакциях с оксидами металлов. Продуктами этих реакций являются металл и углекислый газ:

$$\overset{+2}{Cu}O + \overset{+2}{C}O \overset{t}{=} \overset{0}{Cu} + \overset{+4}{C}O_2.$$

$$2e^-$$

Эта реакция используется в промышленности для получения металлов из руд.

Оксид углерода(II) служит исходным сырьем для получения большого количества органических веществ. В то же время он является одним из наиболее опасных загрязнителей атмосферного воздуха.

Оксид углерода(IV)

С оксидом углерода(IV), или *углекислым газом* CO_2, вы уже знакомы. Модель молекулы и графическая формула этого оксида показаны на рисунке 92.

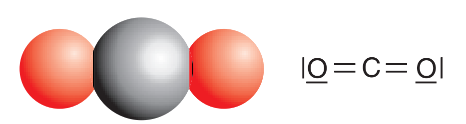


Рис. 92. Модель молекулы и графическая формула углекислого газа

Молярная масса CO_2 примерно в 1,5 раза больше средней молярной массы воздуха (29 г/моль), поэтому углекислый газ тяжелее воздуха. Углекислый газ не поддерживает дыхание, поэтому в его атмосфере животные и человек погибают от отсутствия кислорода.

При охлаждении или при повышенном давлении углекислый газ затвердевает, образуя белое кристаллическое вещество, напоминающее снег («сухой лед»). В таком виде он широко используется как охлаждающее средство для хранения скоропортящихся продуктов, например мороженого.

Углекислый газ может быть получен при взаимодействии углерода с кислородом при нагревании:

$$\overset{0}{C} + \overset{0}{O}_2 \overset{t}{=} \overset{+4-2}{CO_2}.$$

$$4e^-$$

Оксид углерода(IV) образуется при сжигании различных органических веществ (метана, спирта, угля и др.). Реакция сопровождается выделением большого количества теплоты, поэтому сжигание этих веществ используют для получения тепловой энергии. Углекислый газ образуется также при дыхании живых организмов и при гниении.

В промышленности оксид углерода(IV) получают обжигом известняка $CaCO_3$:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow.$$

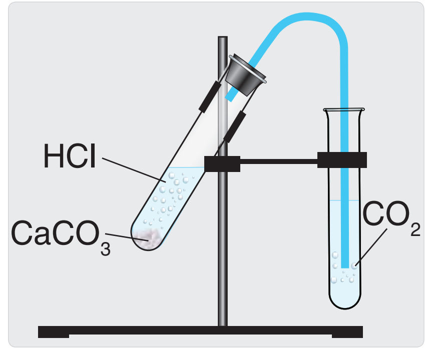
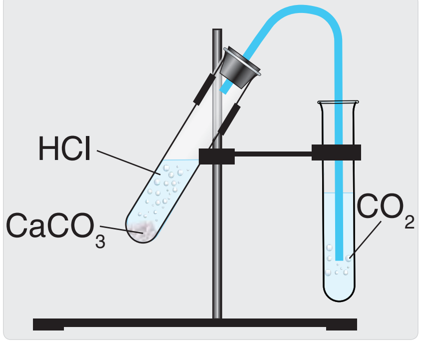



Рис. 93. Получение углекислого газа в лаборатории

Рис. 94. Взаимодействие углекислого газа с раствором гидроксида кальция

В лаборатории $\mathbf{CO_2}$ можно получить действием кислот на карбонаты, например на карбонат кальция $CaCO_3$ (рис. 93):

$$\mathbf{CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.}$$

Углекислый газ является кислотным оксидом, он незначительно растворяется в воде, образуя при этом слабую угольную кислоту:

$$\mathbf{CO_2 + H_2O = H_2CO_3.}$$

Именно этим обусловлен кислый вкус газированных и некоторых минеральных вод.

С осно́вными оксидами и щелочами $\mathbf{CO_2}$ образует соли угольной кислоты — *карбонаты*:

$$\mathbf{CO_2 + Na_2O = Na_2CO_3;}$$
$$\mathbf{CO_2 + CaO = CaCO_3;}$$
$$\mathbf{CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O.}$$

При пропускании $\mathbf{CO_2}$ через раствор гидроксида кальция (*известковую воду*) раствор мутнеет и выпадает осадок карбоната кальция (рис. 94):

$$\mathbf{Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.}$$

Эта реакция является качественной на углекислый газ.

Для оксида углерода(II) характерны восстановительные свойства.

Оксид углерода(IV) — углекислый газ является кислотным оксидом. При растворении в воде он образует слабую угольную кислоту.

Углекислый газ взаимодействует с осно́вными оксидами и с основаниями.

Вопросы и задания

1. Пользуясь текстом параграфа, составьте таблицу, в которой будут приведены физические и химические свойства оксидов углерода.
2. Чем обусловлен кислый вкус газированных и некоторых минеральных вод?
3. Как можно установить наличие углекислого газа в его смеси с азотом?
4. Перечислите источники образования углекислого газа в природе и в быту.
5. Легковой автомобиль загрязняет воздух вредными выбросами: на каждые 10 км пути с его выхлопными газами в атмосферу попадает 7 моль оксида углерода(II) и 1 моль оксида азота(II). Какая масса этих вредных веществ попадает в атмосферу при поездке одного автомобиля на дачу, которая расположена в 80 км от дома?
6. Какое химическое количество кислорода необходимо взять, чтобы превратить угарный газ массой 104 г в углекислый газ?
7. Определите объем (н. у.) углекислого газа, который выделится при действии раствора азотной кислоты массой 200 г с массовой долей HNO_3, равной 10 %, на мел массой 90 г, содержание карбоната кальция в котором равно 92 %.
8. Карбонат натрия массой 35 г растворили в воде и получили раствор с массовой долей соли, равной 17 %. Определите: а) массу воды в растворе; б) молярную концентрацию соли в растворе, если его плотность равна 1,2 г/см^3.

Готовимся к олимпиадам

1. Предложите физический и химический способы разделения смеси оксидов углерода, позволяющие получить отдельно каждый из газов.

2. В результате пропускания смеси углекислого и угарного газов объемом (н. у.) 6,72 дм^3 через раствор избытка гидроксида калия масса раствора увеличилась на 8,8 г. Вычислите объемную долю угарного газа в смеси.

§ 32. Угольная кислота и ее соли

В молекуле **угольной кислоты H_2CO_3** атом углерода соединен с тремя атомами кислорода одной двойной связью C=O и двумя одинарными связями C—OH. Модель молекулы и графическая формула угольной кислоты представлены на рисунке 95.

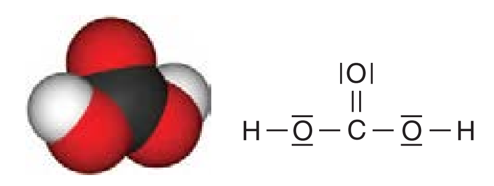


Рис. 95. Модель молекулы и графическая формула угольной кислоты

В водных растворах угольная кислота представляет собой очень непрочное вещество. При попытке выделить ее из раствора она практически полностью разлагается на углекислый газ и воду:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2\uparrow.$$

В то же время раствор CO_2 в воде слегка кисловат на вкус, а при добавлении в раствор лакмуса окрашивается в розовый цвет. Поэтому раствор оксида углерода(IV) в воде можно считать раствором угольной кислоты.

В 2011 г. исследователи из Технического университета Вены и Университета Инсбрука (Австрия) получили угольную кислоту в виде твердого белого вещества, устойчивого на воздухе при температурах ниже –30 °C.

Угольная кислота является слабой двухосно́вной кислотой, в водном растворе диссоциирует ступенчато. На первой ступени диссоциации образуются ион водорода H^+ и *гидрокарбонат-ион* HCO_3^-:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-.$$

Приставка *гидро-* в названии кислотного остатка указывает на наличие в его составе атома водорода. Соли, содержащие такой кислотный остаток, относятся к так называемым кислым солям и называются **гидрокарбонатами.**

На второй ступени гидрокарбонат-ион диссоциирует с образованием иона водорода и *карбонат-иона* CO_3^{2-}:

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}.$$

Соли, содержащие карбонат-ион, являются средними и называются **карбонатами.**

Химические свойства солей угольной кислоты

Соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании *разлагаются* с выделением углекислого газа:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow;$$

$$2NaHCO_3 \overset{t}{=} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Рис. 96. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой

Карбонаты и гидрокарбонаты как соли очень слабой кислоты *взаимодействуют со всеми более сильными кислотами* с выделением углекислого газа. Если капнуть на кусочек мела, который представляет собой карбонат кальция, раствор соляной кислоты, то наблюдается характерное вскипание из-за бурного выделения углекислого газа (рис. 96):

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Такое испытание можно проводить и с твердыми карбонатами, и с их растворами. Приведенную реакцию рассматривают как **качественную** реакцию для определения карбонат-ионов.

Для растворимых карбонатов уравнение качественной реакции на ионы CO_3^{2-} можно записать в сокращенной ионной форме:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow.$$

Карбонатами можно пользоваться для нейтрализации кислот, так как при их взаимодействии с кислотами происходит связывание ионов водорода. Например, размолотый *известняк*, состоящий в основном из $CaCO_3$, и *доломитовую муку* ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) вносят в почвы при их излишней кислотности. Аналогичную роль выполняет и древесная зола из-за содержащегося в ней карбоната калия.

Лабораторный опыт 4

Качественная реакция на карбонат-ионы

Обнаружение солей угольной кислоты имеет большое практическое значение. В геологии эта реакция дает возможность отличить гранит от мрамора, известняк от гипса, в строительстве — мел от извести, а в быту — соду от поваренной соли и др.

Вам выданы две пробирки. В первую насыпано небольшое количество карбоната натрия. Во вторую — такое же количество карбоната кальция. Прилейте в каждую пробирку по 1 $см^3$ воды. Обратите внимание на отношение карбонатов к воде. Затем в каждую пробирку добавьте по 1—2 $см^3$ соляной кислоты. Что при этом наблюдается? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах. Имеет ли значение растворимость карбонатов в воде для реакции с более сильной соляной кислотой?

Сделайте выводы из проделанной работы. Какой другой кислотой вы могли бы воспользоваться для проведения данной реакции?

Превращения карбонатов и гидрокарбонатов

Если пропустить углекислый газ через раствор гидроксида кальция (см. рис. 94), то будет наблюдаться помутнение раствора за счет выпадения осадка:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

При дальнейшем пропускании углекислого газа твердые частицы карбоната кальция будут растворяться и жидкость снова станет прозрачной. Образуется **растворимый в воде** гидрокарбонат кальция:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2.$$

При нагревании гидрокарбонат кальция превращается в карбонат:

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t}{=} CaCO_3 + H_2O + CO_2.$$

В природе протекание процессов с участием углекислого газа, воды и известняка, мела, мрамора (все эти вещества по химическому составу представляют собой $CaCO_3$) приводит к их постепенному растворению за счет превращения в гидрокарбонат. В результате в земной коре появляются огромные полости, пещеры. Гидрокарбонат кальция переходит в карбонат кальция, образующий *сталактиты* и *сталагмиты* (см. рис.).

Применение солей угольной кислоты

Одной из наиболее широко применяемых солей угольной кислоты является карбонат натрия. Он известен под названиями *кальцинированная сода* Na_2CO_3 и *кристаллическая сода* $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

Кальцинированную соду применяют при производстве мыла, стекла, для получения неорганических красителей, в производстве алюминия и др.

Кислую соль — гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$ называют *питьевой содой*. Питьевую соду применяют в быту и пищевой промышленности. Если добавить питьевую соду в тесто, то при выпечке изделий она разлагается с выделением углекислого газа. Это приводит к разрыхлению теста, и изделия из него становятся более пышными и пористыми.

Карбонат кальция, существующий в природе в виде мрамора и известняка, широко используют в строительстве в качестве облицовочных и архитектурно-строительных материалов. На рисунке 97 вы видите станцию Минского метрополитена «Грушевка», при строительстве которой использовалась отделка мрамором.

Рис. 97. Минский метрополитен

Слабая угольная кислота H_2CO_3 образуется при растворении углекислого газа в воде.

Угольная кислота образует два ряда солей: кислые — гидрокарбонаты и средние — карбонаты.

Карбонаты и гидрокарбонаты способны к взаимопревращениям.

Карбонаты как соли слабой кислоты взаимодействуют со всеми более сильными кислотами с выделением углекислого газа.

Соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании разлагаются с выделением углекислого газа.

Вопросы и задания

1. Как изменяется окраска лакмуса в растворе угольной кислоты?
2. Какая реакция является качественной для определения карбонат-ионов?
3. Перечислите основные области применения карбонатов и гидрокарбонатов.
4. Составьте полные молекулярные уравнения реакций, выраженных следующими ионными уравнениями:
   а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$; б) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$.
5. С какими из перечисленных веществ реагирует карбонат калия: соляная кислота, сульфат бария, нитрат кальция, бромид натрия? Запишите уравнения возможных реакций.
6. Как можно получить карбонат натрия, имея металлический натрий и другие необходимые для реакции вещества? Запишите уравнения реакций.
7. Определите массу воды, необходимой для приготовления 10 %-го раствора карбоната натрия из кристаллической соды массой 54 г.
8. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2.$$

Готовимся к олимпиадам

1. Смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 13,9 г обработали соляной кислотой. Выделившийся газ пропустили через раствор, содержащий гидроксид бария химическим количеством 0,225 моль. Избыток раствора гидроксида бария отделили от осадка и добавили к нему серную кислоту для полной нейтрализации основания. Осадок промыли и высушили. Его масса оказалась равной 17,5 г. Вычислите массовые доли карбоната и гидрокарбоната натрия в исходной смеси.

2. В качестве разрыхлителя теста при выпечке мучных изделий применяется гидрокарбонат аммония, который при нагревании разлагается:

$$NH_4HCO_3 \overset{t}{=} NH_3 + H_2O + CO_2.$$

Рассчитайте объем (н. у.) газообразных продуктов разложения гидрокарбоната аммония массой 0,5 г.

Практическая работа 2

Получение и изучение свойств оксида углерода(IV)

Цель: получить оксид углерода(IV), закрепить знания о его свойствах, способах собирания газов. Развивать умение исследовать свойства веществ, анализировать результаты химического эксперимента, делать выводы.

I. Получение и собирание оксида углерода(IV)

Соберите прибор для получения газов и проверьте его на герметичность (см. рис. 46). В пробирку прибора поместите 2—3 кусочка мрамора или мела, прилейте к ним раствор хлороводородной кислоты объемом 2—3 см^3. Быстро закройте пробирку газоотводной трубкой. Соберите выделяющийся газ в стаканчик методом вытеснения воздуха. Как надо расположить стаканчик — вверх или вниз дном? Почему?

II. Изучение свойств оксида углерода(IV)

1. Внесите в стаканчик с углекислым газом горящую лучинку. Что вы наблюдаете?

2. Пропустите выделяющийся газ в пробирку с небольшим объемом (1—2 см^3) известковой воды $Ca(OH)_2$. Опишите и объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах. Выпадет ли осадок при замене $Ca(OH)_2$ на KOH?

3. Исследуйте, образуется ли осадок, если оксид углерода(IV) пропустить через раствор хлорида кальция. Налейте в пробирку небольшой объем (1—2 см^3) раствора хлорида кальция и пропустите в него оксид углерода (IV). Объясните наблюдаемые явления.

Домашний эксперимент

1. Удаление накипи с домашней посуды

Если у вас дома жесткая вода, то на внутренних стенках чайника и кастрюль образуется серый налет — накипь, которая препятствует нагреванию содержимого посуды. Учитывая то, что накипь состоит в основном из карбонатов, попробуем удалить ее химическим путем.

Растворите в одном стакане воды чайную ложку лимонной кислоты. Налейте приготовленный раствор в посуду так, чтобы вся накипь оказалась в этом растворе. Обратите внимание на выделение газа (какого?).

Накипь будет постепенно исчезать со стенок посуды. Если у вас нет лимонной кислоты, воспользуйтесь столовым уксусом.

2. Роль питьевой соды в выпечке

Для имитации процесса выпечки мучных изделий перемешайте в стакане столовую ложку кефира, щепотку питьевой соды и столовую ложку муки. Затем нагревайте полученное тесто в небольшой кастрюльке или железной кружке на слабом огне. Что вы наблюдаете? Почему тесто становится рыхлым?

3. Проверка качества меда

Иногда для увеличения массы меда недобросовестные производители добавляют в него мел. Для проверки наличия мела в меде растворите небольшое количество меда в дистиллированной (можно в кипяченой) воде, прилейте к раствору чайную ложку столового уксуса (раствора уксусной кислоты). Выделение пузырьков газа будет свидетельствовать о присутствии мела — карбоната кальция.

§ 33. Понятие об органических веществах

Общее число известных на сегодняшний день веществ огромно — их насчитывается более 150 млн! Абсолютное большинство из них составляют **органические** вещества. Такое название они получили потому, что многие из них были выделены из **организмов** животных и растений.

Одними из первых таких веществ, вероятно, были *жиры*. Древний человек, занимавшийся охотой и собирательством, узнал о них в процессе приготовления пищи. Зажаривая на костре добытых на охоте животных или растирая семена некоторых растений, он наблюдал выделение вязких жидкостей, обладавших схожими свойствами. Эти вещества были очень питательными и давали организму много сил. Люди давно научились выделять жиры из природных объектов и уже много веков используют их как продукты питания или материалы для получения других полезных веществ. Сегодня каждому знакомы жиры животного происхождения — свиной жир, сливочное масло, а также жиры, добываемые из растений, — подсолнечное, оливковое, льняное, пальмовое, арахисовое и другие масла.

Готовя на костре мясо, древний человек случайно сделал важное открытие. Оказалось, что капли жира, попадая на влажную золу и остывая, постепенно превращались в плотную массу, которая пенилась в воде и хорошо смывала грязь с рук. Вероятно, именно так люди впервые познакомились с мылом, без которого невозможно представить нашу жизнь. Конечно, сегодня мыло получают другим способом, но его основой по-прежнему остаются жиры.

Еще одно важное наблюдение было сделано в древности. При отжимании измельченных стеблей одного из видов тростника из них выделялась жидкость приятного сладкого вкуса. При упаривании этой жидкости получалось твердое, еще более сладкое вещество, получившее название сахар. А из жидкости, отжатой из клубней картофеля, было выделено белое вещество, названное крахмалом. Впоследствии установили, что сахар и крахмал — представители большого класса веществ — *углеводов*.

Перемалывая зерна различных злаков, люди получили муку, при замешивании которой с водой образуется тесто для выпечки хлеба. В первой половине XVIII в. из теста впервые выделили клейковину — эластичную и упругую массу. Впоследствии оказалось, что она представляет собой смесь особых веществ — *белков*, которые бывают растительного (клейковина) и животного (белок куриного яйца) происхождения.

Подавляющее большинство органических соединений, известных в настоящее время, являются неприродными веществами — их получают искусственно в химических лабораториях или на химических предприятиях (рис. 98, 99). Они входят в состав различных ценных материалов — синтетических волокон и каучуков, пластмасс и лекарственных препаратов, моющих средств и красителей, ядохимикатов и удобрений, взрывчатых веществ. Каждую неделю, благодаря научным исследованиям, число органических веществ увеличивается примерно на 10 000.

Все органические вещества обладают рядом общих свойств, непохожих на свойства неорганических веществ. Чем же органические вещества отличаются от неорганических?

Во-первых, количеством, которое более чем в 149 раз превосходит число неорганических соединений. Органические вещества невероят-

Рис. 98. Химическая лаборатория

Рис. 99. Химическое предприятие

но многообразны, и количество классов этих соединений в десятки раз больше, чем неорганических веществ. Многочисленность органических веществ и многообразие их классов обусловлены особенностями их состава и строения, с которыми вы познакомитесь в следующем параграфе.

Во-вторых, *в состав молекул всех органических веществ обязательно входят атомы углерода*, связанные с атомами небольшого числа элементов — чаще всего водорода, кислорода, азота, серы, галогенов, фосфора. Этим органические вещества резко отличаются от неорганических, в состав которых могут входить атомы всех известных химических элементов. Отметим, что такие простейшие соединения углерода, как его оксиды $\mathbf{CO}$ и $\mathbf{CO_2}$, угольная кислота $\mathbf{H_2CO_3}$ и ее соли традиционно относятся к неорганическим веществам.

В-третьих, *многие органические соединения термически неустойчивы* и даже при относительно невысоких температурах разлагаются с образованием углерода, т. е. обугливаются. При сгорании в кислороде они образуют углекислый газ и воду. Что касается неорганических веществ, то большинство из них термически устойчивы или разлагаются при очень высоких температурах. Продуктами их сгорания в кислороде являются самые разнообразные вещества.

В-четвертых, *для органических веществ характерны ковалентная полярная и ковалентная неполярная связи*. Этим органические вещества также отличаются от неорганических, которым, кроме указанных типов связи, присущи также ионная и металлическая связи.

В-пятых, *почти все органические вещества являются соединениями молекулярного строения с невысокими температурами плавления*. Для них характерны молекулярные кристаллические решетки. В то же время большинство неорганических веществ относятся к соединениям немолекулярного строения с высокими температурами плавления. Для них более характерны атомные или ионные кристаллические решетки.

Несмотря на существенные различия между органическими и неорганическими веществами, их разделение на две группы является условным. И те, и другие вещества образуются и превращаются в соответствии с одними и теми же законами природы. Органические и неорганические вещества объединяет их способность к взаимному превращению. Например, в результате фотосинтеза из неорганических веществ — углекислого газа и воды — образуется органическое вещество глюкоза. Являясь компонентом пищи, в организмах человека и животных она снова превращается в исходные неорганические соединения. Это взаимопревращение является основой круговорота углерода в природе.

Вопросы и задания

1. Каково происхождение понятия «органические вещества»?
2. Приведите примеры органических веществ, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни.
3. Атомы какого химического элемента входят в состав любого органического вещества? Какие соединения этого элемента не относятся к органическим веществам?
4. Объясните, почему при сильном нагревании сахар, крахмал, мука, древесина чернеют. Какие вещества образуются при сгорании органических соединений в кислороде?
5. Перечислите важнейшие отличия органических веществ от неорганических.
6. Обоснуйте, почему деление веществ на органические и неорганические является условным. В чем заключается взаимосвязь между этими веществами?
7. Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ широко используется в медицине. Ее водные растворы вводятся внутривенно при различных заболеваниях. Рассчитайте массу глюкозы и объем воды, необходимые для приготовления раствора объемом 5 $дм^3$ с массовой долей глюкозы, равной 10 % (ρ = 1,04 $г/см^3$).
8. В больших населенных пунктах топливом для кухонных газовых плит является природный газ, состоящий почти из чистого метана CH_4. Продуктами его горения являются углекислый газ и вода. Объем метана, сгорающего в газовой плите за 1 ч, составляет 45 $дм^3$ (н. у.). Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, который расходуется при приготовлении пищи на плите в течение 30 мин.

§ 34. Углерод — основа органических соединений

Вы не однажды наблюдали, как из выхлопной трубы неисправного автомобиля, работающего на дизельном топливе, вырываются клубы густого черного дыма (рис. 100). Он медленно поднимается вверх и смешивается с воздухом, загрязняя его. Откуда же берется этот дым? Почему он черный, хотя жидкое дизельное топливо, которым заправляется машина, прозрачное и почти

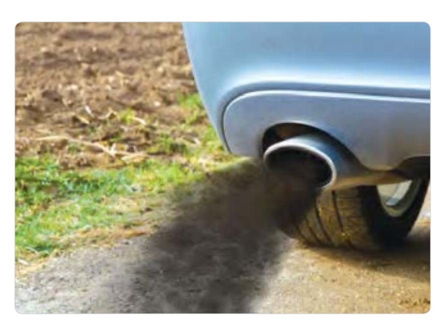


Рис. 100. Дым из выхлопной трубы неисправного автомобиля

бесцветное? Дело вот в чем. В состав этого топлива входят различные соединения углерода с водородом, так называемые *углеводороды*, например $\mathbf{C_5H_{12}}$, $\mathbf{C_6H_{14}}$, $\mathbf{C_7H_{16}}$, $\mathbf{C_8H_{18}}$, $\mathbf{C_9H_{20}}$. При работе исправного двигателя они смешиваются с воздухом и полностью сгорают с выделением теплоты, образуя углекислый газ и воду, например:

$$\mathbf{C_7H_{16} + 11O_2 = 7CO_2 + 8H_2O.}$$

Если же двигатель неисправен, то некоторая часть углеводородов сгорает не полностью: кислород из воздуха связывается лишь с атомами Н, а оставшиеся атомы углерода образуют простое вещество углерод, например:

$$\mathbf{C_5H_{12} + 3O_2 = 5C + 6H_2O.}$$

Углерод в виде мельчайших частичек черного цвета с силой выбрасывается выхлопными газами из двигателя наружу, образуя облако черного дыма.

Образование углерода из органических веществ можно наблюдать и в школьной лаборатории. Проведем эксперимент. В пробирку насыплем немного белого порошка глюкозы $\mathbf{C_6H_{12}O_6}$ и нагреем ее в пламени спиртовки. Сначала глюкоза расплавится и превратится в вязкую жидкость, которая при дальнейшем нагревании начнет пениться и темнеть. Через некоторое время на стенках пробирки образуются капельки воды, а на ее дне останется твердое вещество черного цвета — углерод (рис. 101).

Углерод образуется и при сильном нагревании других органических веществ и материалов на их основе. О чем же свидетельствуют выделение черного дыма из выхлопных труб автомобилей и почернение глюкозы при нагревании? Конечно, о том, что ***в состав молекул органических веществ***

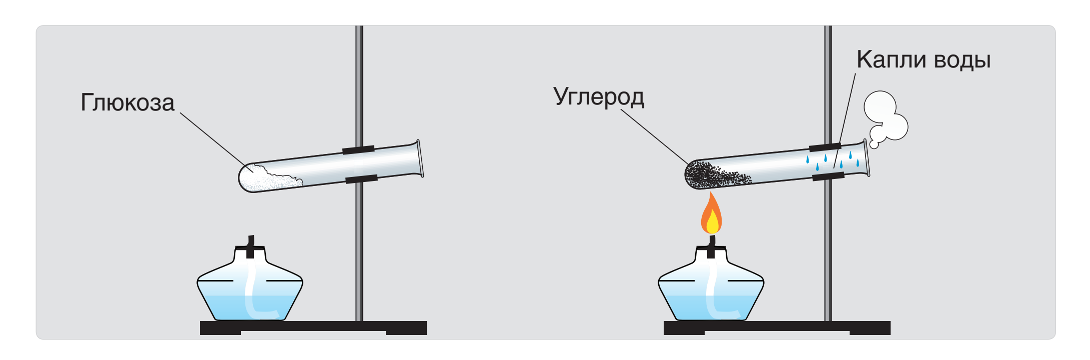


Рис. 101. Образование углерода при нагревании глюкозы

входят атомы углерода. Доказательством этого является и тот факт, что при полном сгорании органических веществ в кислороде наряду с другими веществами всегда образуется углекислый газ $\mathbf{CO_2}$.

Атомы углерода, связанные с атомами других элементов, присутствуют в молекулах всех без исключения органических веществ. По этой причине раздел химии, изучающий эти вещества, — органическую химию — называют *химией соединений углерода*.

Почему же из 118 химических элементов именно углерод является основой всех органических веществ? Ответ на этот вопрос кроется в особенностях строения атома данного элемента.

Поскольку углерод — химический элемент с атомным номером 6, расположенный во втором периоде периодической системы, в его атоме 6 электронов распределены на двух электронных слоях. Так как углерод является элементом IVA-группы, на внешнем электронном слое его атома находится 4 электрона:

$$_{6}\mathbf{C}\ \mathbf{2e^{-}},\ \mathbf{4e^{-}}.$$

Электронное строение атома обусловливает следующие его особенности.

1. Из-за наличия на внешнем электронном слое атома углерода 4 электронов он не обладает ярко выраженной способностью отдавать или принимать электроны и превращаться таким образом в ионы. Поэтому *атомы углерода образуют не ионные, а только ковалентные связи*, *характерные для молекул органических веществ*.

2. Из-за того, что радиус атома углерода невелик, образуемые им *ковалентные связи являются очень прочными*. Атомы углерода образуют такие ковалентные связи с атомами большинства известных химических элементов.

3. Так как на внешнем электронном слое атома углерода имеется 4 электрона, он проявляет валентность, равную IV, — *образует с другими атомами четыре ковалентные связи*. Это могут быть четыре одинарные связи; две одинарные и одна двойная; две двойные; одна одинарная и одна тройная связи:

```
   |
 —C—        —C=        =C=        —C≡
   |          |
```

Вот примеры молекул органических веществ с такими связями:

```
    H
    |                          H\        /H
H — C — H      H — C = O         C = C = C          H — C ≡ N
    |              |           H/        \H
    H              H
```

4. Атомы углерода, в отличие от атомов других элементов, *способны соединяться в цепочки любой длины*. Они могут быть неразветвленными, разветвленными и замкнутыми в циклы (рис. 102):

Рис. 102

А это примеры молекул органических веществ с такими цепочками атомов углерода (рис. 103):

Рис. 103

Таким образом, атомы только одного химического элемента — углерода — могут соединяться как с атомами других элементов, так и между собой, образуя цепочки или циклы, в которых атомы углерода связаны с другими атомами одинарными, двойными или тройными связями. Такая уникальность атомов углерода является основой невероятно большого количества органических соединений и многообразия их классов.

Атомы углерода образуют ковалентные связи, характерные для молекул органических веществ.

Атомы углерода образуют химические связи с атомами большинства известных элементов.

Атомы углерода соединяются с другими атомами четырьмя ковалентными связями (одинарными или кратными).

Атомы углерода способны соединяться между собой в цепочки любой длины, которые могут быть неразветвленными, разветвленными и замкнутыми в циклы.

Вопросы и задания

1. Почему основой всех органических веществ являются атомы углерода? Чем они отличаются от атомов других элементов?
2. Как можно доказать, что в состав молекул сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ входят атомы углерода, а в поваренной соли NaCl их нет?
3. Это вещество накапливается в виде рыхлого налета на внутренних стенках печных и каминных дымоходов. Когда его собирается много, на помощь приходят трубочисты. Что это за вещество и как оно образуется? Примите к сведению, что одним из его источников является содержащаяся в древесине целлюлоза, простейшая формула которой $C_6H_{10}O_5$.
4. В каком из органических соединений — $C_3H_8O_3$, C_2H_6O и $C_4H_8O_3$ — массовые доли углерода и кислорода одинаковы? Чему равны их значения в этих веществах?
5. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания углеводорода гексана C_6H_{14} объемом 50 см^3 (ρ = 0,65 г/см^3).

§ 35. Значение органических веществ в природе и жизни человека

Мир органических веществ огромен и разнообразен. В настоящее время по своему происхождению они делятся на две группы. К первой группе относятся органические соединения природного происхождения, входящие в состав всех живых организмов — человека, животных, растений и др. Они встречаются и в неживой природе в виде нефти и природного газа. Вторую группу составляют органические вещества неприродного (искусственного) происхождения. Познакомимся с ролью органических веществ в природе и жизни человека.

Органические вещества природного происхождения

Во всех процессах, протекающих в живых организмах, участвуют органические вещества *природного происхождения*. Важнейшими из них являются белки, жиры, углеводы, витамины, различные кислоты, ферменты и гормоны.

Белки — жизненно важные вещества, молекулы которых представляют собой цепочки из многих тысяч атомов углерода, водорода, кислорода, азота и серы. Кроме знакомого нам с детства белка куриного яйца, известно несколько миллионов других белков. Они содержатся в телах всех живых организмов и выполняют множество функций. Например, белки входят в состав мышц, костей, крови, образуют хрящи, кожу, волосы,

Рис. 104. Природные объекты, содержащие белки

ногти, рога, копыта, перья, чешую (рис. 104). Белки участвуют в процессах сокращения мышц, защищают организм от инфекций. В живых организмах некоторые белки играют роль *ферментов* и *гормонов*, которые регулируют все жизненно важные процессы.

В организмах растений белки в наибольшем количестве содержатся в семенах, где они откладываются в запас. Особенно богаты белком семена гороха, фасоли, сои, зерна пшеницы.

Белки являются важным источником энергии для человека и животных, они входят в состав продуктов питания.

Некоторые природные яды имеют белковую природу и оказывают на человека отравляющее действие. Это белки яда змей, некоторых пауков, пчел, ос, а также белки ядовитых грибов, например бледных поганок и мухоморов.

Наряду с белками важнейшие жизненные функции выполняют **нуклеиновые кислоты**. Их молекулы, состоящие из огромного числа атомов углерода, водорода, кислорода, азота и фосфора, являются «шаблонами», по которым организмы синтезируют нужные белки. Нуклеиновые кислоты — это своего рода запоминающие устройства, с помощью которых каждый вид живых организмов передает из поколения в поколение «прописи» строения своих белков.

Жиры — сложные органические вещества, в состав которых входят атомы углерода, водорода и кислорода. Они содержатся в организмах человека, животных, растений и др. Всем известны жиры животного

Рис. 105. Жиры животного (слева) и растительного (справа) происхождения

происхождения, например свиной, говяжий, бараний жир, сливочное масло (рис. 105). Жиры растительного происхождения называются м а с л а м и. К ним относятся подсолнечное, льняное, рапсовое, оливковое, арахисовое, пальмовое и другие масла. Они накапливаются в семенах или в плодах растений. Проверить это можно, положив на лист бумаги семя подсолнечника и сильно нажав на него. На бумаге появится маслянистое пятно.

Жиры являются самым важным источником энергии для человека и составной частью пищи. Образуя жировые капсулы, жиры предохраняют внутренние органы от сотрясений и защищают организм от переохлаждения. Жиры, выделяемые кожными сальными железами, делают кожу человека мягкой и эластичной, а волосы — блестящими. Вместе с белками жиры являются запасным строительным материалом, из которого образуются новые клетки организма.

Углеводы — сложные органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода. Углеводы образуются в зеленых растениях в процессе фотосинтеза из углекислого газа и воды. Они входят в состав клеток и тканей всех растительных и животных организмов и по массе составляют основную часть органических веществ на Земле.

Зеленые растения в процессе фотосинтеза ежегодно поглощают из атмосферы приблизительно 200 млрд т углекислого газа CO_2. При этом в атмосферу поступает около 130 млрд т кислорода O_2 и синтезируется 50 млрд т углеводов.

Животные организмы не способны синтезировать углеводы, поэтому получают их из растительных источников. К углеводам относятся, например, глюкоза, фруктоза, сахароза, крахмал, целлюлоза и др. *Глюкоза*, *фруктоза* и *сахароза* содержатся в соке овощей и фруктов, придавая им сладкий вкус. Глюкоза — обязательный компонент организма человека. Сахарозой богаты сахарная свекла и сахарный тростник — основные источники сахара. *Крахмал* накапливается в клубнях, плодах, семенах растений. Так, в клубнях картофеля содержится до 24 % крахмала, в зернах пшеницы — до 64 %, риса — 75 %, кукурузы — 70 %. Глюкоза, фруктоза, сахароза и крахмал являются важными источниками энергии для человека. Они легко усваиваются и входят в состав продуктов питания. *Целлюлоза* (*клетчатка*) — углевод, из которого состоят стенки клеток всех высших растений. Целлюлоза знакома каждому человеку и встречается буквально на каждом шагу. Пух тополя и парашютики одуванчика, вата, изготовленная из семян хлопчатника (рис. 106), лен, солома, бумага — все это почти чистая целлюлоза. Она входит в состав такого важного материала, как *древесина*. В организмах млекопитающих, к которым относится и человек, целлюлоза не усваивается. Однако она является основным кормом многих травоядных животных, например коров, овец, лошадей, оленей.

Витамины — это органические вещества, которые не поставляют организму энергию, но необходимы ему в небольших количествах для поддержания жизни. Естественным источником витаминов являются витаминоносные растения (шиповник, цитрусовые, петрушка, лук, капуста, морковь, смородина, рябина, облепиха и др.), а также некоторые продукты питания животного происхождения. Многие витамины сегодня получают синтетическим путем.

Витамины поступают в организм с пищей и участвуют практически во всех процессах, протекающих в нашем организме. Они необходимы для нормальной работы желез внутренней секреции, повышения умственной и физической работоспособности, устойчивости организма к воздействию

Рис. 106. Хлопчатник

неблагоприятных факторов внешней среды (жара, холод, инфекции, отравления). В настоящее время известно около 20 различных витаминов. Это, например, витамин C — знакомая вам «аскорбинка», а также витамины A, B_1, B_6, B_{12}, D, K, PP и др. Нехватка витаминов, так же как и их избыток в организме, являются причиной различных заболеваний.

Органические вещества неприродного происхождения

Подавляющее большинство органических веществ — это соединения *неприродного* происхождения, они получены искусственно и входят в состав различных материалов, обладающих ценными свойствами.

Несомненно, первое место по своей значимости занимают материалы на основе различных **полимеров** — веществ с очень длинными молекулами, в которых одна и та же группа атомов повторяется много раз. Эти вещества обладают свойствами, позволяющими изготавливать из них различные пластмассы (пластики), синтетические волокна и каучуки. **Пластмассы** находят широчайшее практическое применение и многие из них вам хорошо знакомы. Так, например, *полиэтилен* используется для производства пленки для теплиц и различных пакетов, мусорных мешков. Из полиэтилена изготавливают также канализационные и дренажные трубы, корпуса лодок и вездеходов, различные емкости.

Полипропилен обладает бо́льшей механической прочностью, чем полиэтилен. Из него изготавливают канаты, тросы, веревки, автомобильные бамперы, водопроводные трубы, корпуса компьютеров, игрушки, пластиковые стаканчики. Вы не раз видели белые полипропиленовые мешки для сахара, круп и других продуктов. Они очень прочные и легкие, совершенно безопасны для человека. Из этого полимера изготавливают тонкое волокно, являющееся материалом для производства ковров и искусственного меха.

Поливинилхлорид (ПВХ) используется для производства оконных и дверных профилей, грязезащитных ковриков, линолеума, жалюзи, для электроизоляции проводов и кабелей. Из этого пластика изготавливают также пленки для натяжных потолков и моющихся обоев, клеенку, изоленту. Поливинилхлорид применяется также как уплотнитель в холодильниках, для оформления витрин магазинов и торговых точек, в производстве покрытия колес и роликов, например для скейтбордов.

Полимерные материалы химически высокоустойчивы и в природных условиях разлагаются очень медленно. К сожалению, производство таких материалов с каждым годом увеличивается, и их отходы (пленка, бутылки и т. п.) все больше засоряют нашу планету, в частности мировой океан. Поэтому становится все более насущной проблема раздельного сбора и переработки мусора (особенно полимерного).

Известно много полимеров, которые используются преимущественно в производстве **синтетических волокон**. Это, например, лавсан, капрон, нейлон и нитрон. Из волокон *лавсана* изготавливают немнущуюся ткань, их используют в качестве добавок при производстве шерстяных тканей. Значительная часть производимого лавсана идет на изготовление «вездесущих» пластиковых бутылок для воды и напитков. Волокна *капрона* устойчивы к истиранию, не впитывают влагу. Они используются в производстве канатов, рыболовных сетей, лески, гитарных струн, кордной ткани для автомобильных шин. Из капроновых нитей изготавливают прочные и легкие ткани. Капрон используется и в качестве пластмассы для изготовления деталей машин и механизмов — зубчатых колес, втулок, подшипников. Из волокон *нейлона* изготавливают тросы, ткани для рюкзаков, зонтов, спортивной одежды и снаряжения. Много нейлона расходуется для производства смазывающих материалов, минеральных масел. Волокно *нитрон* под названием «искусственная шерсть» используется для изготовления спортивной одежды, трикотажа, пальто.

Огромное значение в современном мире имеют **синтетические каучуки.** Из них изготавливают резину для автомобильных, авиационных и велосипедных шин (рис. 107). В ракетной технике синтетические каучуки используются в качестве основы при изготовлении твердого ракетного топлива.

Кроме синтетических полимеров, практическое применение находят и другие органические вещества неприродного происхождения. Они являются основой топлива для автомобилей, входят в состав растворителей, лаков, красок и эмалей, лекарств и взрывчатых веществ, красителей, моющих средств, удобрений и ядохимикатов, парфюмерной продукции, пищевых добавок и многих других материалов, которые прочно вошли в нашу жизнь.

Рис. 107. Шины на основе каучука

Вопросы и задания

1. Как органические вещества подразделяются по своему происхождению?
2. Приведите примеры известных вам органических веществ природного происхождения.
3. Охарактеризуйте роль белков в живой природе. В состав каких структур входят белки в животных и растительных организмах? В каких продуктах питания присутствуют белки?
4. Какова роль жиров в живых организмах? В состав каких продуктов питания входят жиры? Где они находят практическое применение?
5. Перечислите известные вам углеводы. Как они образуются в природе? Где содержатся в растительных организмах?
6. Приведите примеры материалов, в состав которых входят органические вещества неприродного происхождения.
7. Где используются капрон, нейлон, лавсан, синтетические каучуки?
8. При нагревании метан CH_4 разлагается на простые вещества — углерод и водород. Из метана был получен углерод массой 88 г. Рассчитайте объем (н. у.) образовавшегося водорода.

Готовимся к олимпиадам

За сутки организм юноши в возрасте 14—17 лет должен получить за счет пищи 3160 ккал, а организм девушки того же возраста — 2760 ккал. При этом доля энергии, получаемой из белков, жиров и углеводов, должна составлять соответственно 30, 20 и 50 %. Рассчитайте массы указанных веществ, которые должны входить в состав вашего пищевого суточного рациона, если известно, что при «переваривании» 1 г белка в организме выделяется 4,1 ккал, 1 г жира — 9,3 ккал, 1 г углеводов — 4,1 ккал.

§ 36. Кремний — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов **кремний Si** расположен в третьем периоде в IVA-группе. Чем же он отличается от углерода? Познакомимся со свойствами этого химического элемента и образуемого им простого вещества подробнее.

Кремний в природе

Кремний после кислорода — самый распространенный элемент в земной коре (массовая доля 27,6 %). Земная кора в основном состоит из соединений кремния с кислородом, в состав которых включаются и другие элементы. В природе кремний встречается преимущественно в виде

Губки

Диатомовые водоросли

Хвощ полевой (под микроскопом)

Рис. 108. Кремнийсодержащие организмы

оксида кремния(IV) $\mathbf{SiO_2}$ (кремнезем, кварц, песок) и солей кремниевой кислоты — *силикатов*.

Кремний один из самых распространенных элементов во всей Вселенной. Основной компонент марсианской почвы — кремнезем SiO_2, а в лунном грунте на долю этого вещества приходится 41 %. Силикаты металлов обнаружены на Венере и других планетах.

Кремний является важным элементом для нормального существования всех живых организмов. Повышенным содержанием кремния характеризуются морские организмы — диатомовые водоросли, радиолярии, губки (рис. 108). Большое количество кремния накапливают хвощи и злаки, в том числе рис.

Строение атома

В атоме кремния 14 электронов, которые располагаются на трех электронных слоях:

$$_{14}\mathbf{Si}\ \mathbf{2e^-,\ 8e^-,\ 4e^-}.$$

Так же как и у атомов углерода, у атомов кремния на внешнем электронном слое находится по 4 электрона и до его завершения не хватает тоже 4 электрона. Поэтому в своих соединениях кремний проявляет отрицательную степень окисления, равную −4, например в силициде магния $\mathbf{Mg_2Si}$, и положительную степень окисления +4, например в оксиде $\mathbf{SiO_2}$.

Строение и физические свойства простого вещества

Кристаллическая решетка кремния аналогична кристаллической решетке алмаза (см. рис. 90). В кристалле кремния каждый его атом соединен с другими атомами четырьмя прочными ковалентными связями.

В настоящее время получают кремний 99,9999999 %-й чистоты. Это означает, что среди миллиарда атомов кремния может быть лишь один атом другого элемента.

В отличие от алмаза кремний обладает способностью при определенных условиях проводить электрический ток. Электропроводность кремния возрастает при нагревании или освещении. Именно поэтому он используется в полупроводниковой технике, в том числе для преобразования энергии солнечного излучения в электрическую энергию в солнечных батареях.

Химические свойства кремния

Так же как и углерод, кремний реагирует с другими веществами, как правило, при нагревании.

Взаимодействуя с атомами менее электроотрицательных элементов (металлов), атомы кремния принимают электроны *(восстанавливаются)*, приобретая при этом отрицательные степени окисления:

$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{Si} \overset{t}{=} \overset{+2}{Mg_2}\overset{-4}{Si}.$$

$$2 \cdot 2e^-$$

При этом простое вещество кремний проявляет **окислительные свойства.**

Взаимодействуя с атомами более электроотрицательных элементов, атомы кремния могут отдавать электроны (*окисляться*), приобретая положительные степени окисления:

$$\overset{0}{Si} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{=} \overset{+4}{Si}\overset{-2}{O_2}.$$

$$4e^-$$

При этом простое вещество кремний проявляет **восстановительные свойства.**

При очень высоких температурах кремний взаимодействует с углеродом, образуя *карбид кремния* (*карборунд*):

$$Si + C \overset{t}{=} SiC.$$

В этой реакции кремний выступает в качестве восстановителя, а углерод — в качестве окислителя.

В качестве восстановителя кремний применяют также при промышленном получении металлов из руд.

Структура простого вещества кремния аналогична структуре алмаза.

При взаимодействии с другими веществами кремний может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Вопросы и задания

1. В виде каких соединений кремний встречается в природе?
2. На каком физическом свойстве кремния основано его применение в полупроводниковой технике?
3. Охарактеризуйте кремний, указав его положение в периодической системе (порядковый номер, группа, период) и строение атома (заряд ядра, число электронных слоев, число электронов на внешнем слое). Характеристики запишите в виде таблицы.
4. Сверхчистый кремний для полупроводниковой техники получают путем превращения чистого кремния сначала в хлорид кремния(IV), который затем восстанавливают водородом. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Запишите уравнение реакции получения хрома из оксида хрома(III) при восстановлении его кремнием. Рассчитайте массу кремния, необходимого для восстановления хрома из Cr_2O_3 массой 18 кг.
6. Составьте два уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства кремния. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. В каждой из реакций укажите окислитель.
7. Человеку в день с пищей необходимо получать кремний массой до 1 г. Рассчитайте массу гречневой крупы, которая содержит такое количество кремния, если в гречке массой 100 г содержится кремний массой 120 мг.

§ 37. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и ее соли

Среди кислородсодержащих соединений кремния наибольшее значение имеют оксид кремния(IV), кремниевая кислота и ее соли — силикаты.

Оксид кремния(IV)

Оксид кремния(IV) представляет собой твердое тугоплавкое вещество (температура плавления 1713 °C), нерастворимое в воде. Высокая температура плавления этого вещества свидетельствует о том, что оно имеет *немолекулярное* строение.

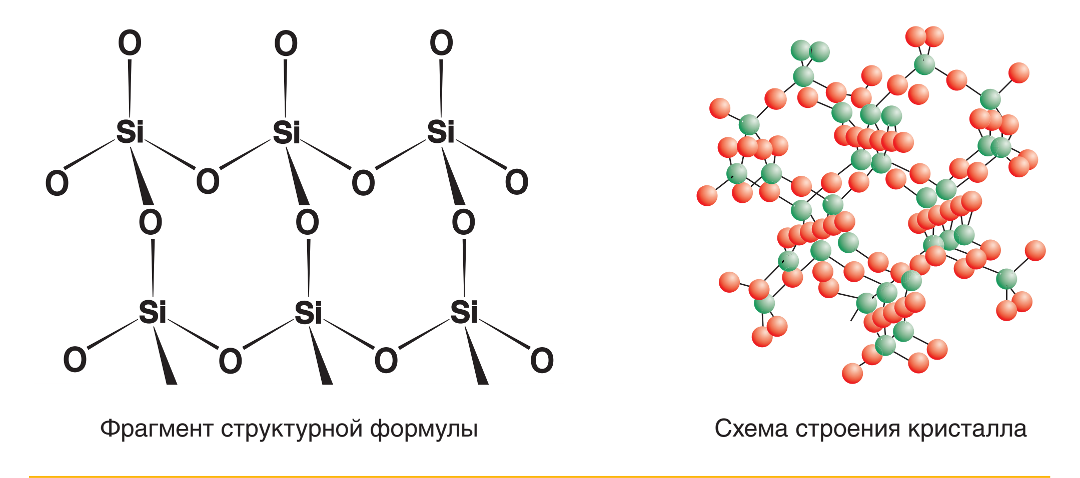


Рис. 109. Оксид кремния(IV)

В кристаллах оксида кремния(IV) атомы кремния и кислорода связаны между собой ковалентными связями (рис. 109). Для описания состава таких веществ, как вы помните, пользуются формульными единицами. Состав формульной единицы $\mathbf{SiO_2}$ показывает, что в оксиде кремния(IV) на каждый атом кремния приходится по два атома кислорода.

В природе оксид кремния(IV) образует речной песок, горный хрусталь и распространенный на территории Беларуси кремень. Часто в природе минералы на основе SiO_2 содержат примеси оксидов железа, алюминия, хрома и других элементов, придающих им определенную окраску. Они используются в качестве поделочных и драгоценных камней (например, цитрин, аметист, яшма, агат и др.).

Оксид кремния(IV) — химически неактивное вещество. Он не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Но как кислотный оксид

SiO_2 реагирует с осно́вными оксидами, щелочами и некоторыми солями, например карбонатами, при нагревании или сплавлении с образованием солей слабой кремниевой кислоты — *силикатов:*

$$SiO_2 + CaO \overset{t}{=} CaSiO_3; \quad SiO_2 + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2SiO_3 + H_2O;$$

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \overset{t}{=} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow.$$

Чистый кристаллический оксид кремния(IV) прозрачен, бесцветен, как вода, и в связи с этим применяется для изготовления оптических приборов. Из расплавленного SiO_2 получают так называемое *кварцевое стекло.* Оно выдерживает нагревание до 1000—1200 °С и устойчиво к резкому перепаду температур. У кварцевого стекла есть еще одно важное достоинство: оно пропускает ультрафиолетовые лучи, что позволяет использовать его в производстве медицинской, научно-исследовательской и промышленной аппаратуры.

Кремниевая кислота

Кремниевую кислоту получают, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей. Она образует студенистый осадок, содержащий воду (рис. 110). Кремниевая кислота имеет сложный состав, который условно можно выразить простейшей формулой H_2SiO_3:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl.$$

Рис. 110. Образование кремниевой кислоты

Кремниевая кислота мало растворяется в воде. Она является непрочным соединением — при нагревании или длительном хранении постепенно разлагается на воду и оксид кремния(IV):

$$H_2SiO_3 \overset{t}{=} H_2O + SiO_2.$$

Кремниевая кислота очень слабая.

При обезвоживании осадка кремниевой кислоты образуется пористый аморфный оксид кремния(IV) — *силикагель*. Он имеет развитую поверхность, поэтому отлично поглощает влагу. В химических лабораториях силикагель используют для осушения газов.

Соли кремниевой кислоты

Чистая бумага

Бумага, покрытая силикатным клеем

Рис. 111. Горение бумаги

Из солей кремниевой кислоты растворимы только силикаты щелочных металлов. Силикаты калия и натрия называют *растворимыми стеклами*, а их концентрированные водные растворы — *жидким стеклом*. Раньше жидкое стекло широко использовалось в качестве силикатного клея. Концентрированный раствор силиката натрия применяется для пропитки деревянных изделий и тканей для придания им огнеупорных свойств. Приготовим две одинаковые полоски бумаги. Одну из них покроем тонким слоем жидкого стекла и высушим на воздухе. Затем одновременно внесем полоски в пламя спиртовки (рис. 111). Что при этом наблюдается?

Если в разбавленный раствор силиката натрия поместить несколько кристаллов окрашенных солей, то через некоторое время в растворе появятся длинные цветные нити в виде веточек. Получается силикатный «сад» (рис. 112). С особенностями протекания этого процесса вы можете познакомиться, если прочитаете дополнительную литературу.

Природные кремнеземы, силикаты и глина являются сырьем для силикатной промышленности.

Рис. 112. Силикатный «сад»

В составе силикатов часто встречается третий по распространенности в земной коре после кислорода и кремния элемент алюминий. В этом случае они называются *алюмосиликатами.* Их состав часто записывают в виде соединения оксидов. Например, состав *калиевого полевого шпата* выражается формулой $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. Состав *каолинита* — главной составной части глин — отвечает формуле $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, а состав *гранита* можно описать формулой $3CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 3SiO_2$.

Оксид кремния(IV) SiO_2 является кислотным оксидом. При нагревании или сплавлении SiO_2 реагирует с осно́вными оксидами, щелочами и некоторыми солями.

Кремниевую кислоту H_2SiO_3 можно получить, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей.

Соли кремниевой кислоты называются силикатами.

Концентрированные водные растворы силикатов калия и натрия называют жидким стеклом.

Вопросы и задания

1. Какое из природных соединений представляет собой чистый оксид кремния(IV)?
2. Силикаты каких металлов называют растворимыми стеклами?
3. Перечислите физические свойства оксида кремния(IV). В чем заключается их отличие от физических свойств оксида углерода(IV)?
4. Опишите химические свойства кремниевой кислоты. В чем заключается сходство и различие кремниевой и угольной кислот?
5. Запишите два уравнения реакций, с помощью которых можно превратить оксид кремния(IV) в растворимые в воде химические соединения.
6. При обезвоживании кремниевой кислоты получили оксид кремния(IV) химическим количеством 1,25 моль. Чему равна масса выделившейся при этом воды?
7. Определите массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 20 %, которая прореагирует с силикатом натрия химическим количеством 0,05 моль.
8. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2.$$

Домашний эксперимент

Пакетики с силикагелем часто лежат в коробках с обувью или бытовыми приборами. С силикагелем можно проделать несколько опытов.

Опыт 1. Налейте в пластиковый стаканчик воды и добавьте туда немного окрашенной жидкости (например, черничного сока). Насыпьте в раствор силикагель, перемешайте и выдержите некоторое время. Жидкость обесцветится. Как вы думаете почему?

Опыт 2. Возьмите две одинаковые банки с плотными крышками. В каждую поместите немного измельченного чеснока. В одну из банок добавьте силикагель и закройте банки крышками. Через 4—5 ч сравните запах в обеих банках.

§ 38. Строительные материалы на основе природных оксидов и солей

С древних времен человек старался использовать окружавшие его воду, растительный и животный мир, почву, камни. Именно из камня он сделал первые орудия труда и охоты. На заре возникновения цивилизации появились нехитрые каменные сооружения. Камни надо было скреплять между собой, чтобы сооружение не разваливалось. В связи с этим в обиходе появились вяжущие вещества. Человек научился пользоваться глиной, делать из нее различные изделия. Еще позже возникло производство кирпича и стекла. Так зарождалось строительное ремесло.

Современная строительная индустрия использует неорганические соединения в самом разнообразном виде: материалы из силикатных расплавов (стекло), керамические изделия, вяжущие вещества. Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, известняк, силикаты, алюмосиликаты, глина.

Керамические материалы

Слово «керамика» происходит от греческого слова *керамос* — глина, глиняная посуда. Основным сырьем для производства керамики служит глина, которая способна образовывать с водой пластичную массу. Влажной глине можно придать любую форму. При высокой температуре она необратимо твердеет, что и используется в производстве керамических изделий. После обжига керамические изделия получаются пористыми и водопроницаемыми. Поэтому керамику часто покрывают *глазурью* — легкоплавкими смесями, которые после специальной термической обработки образуют на поверхности изделий стекловидную массу (рис. 113).

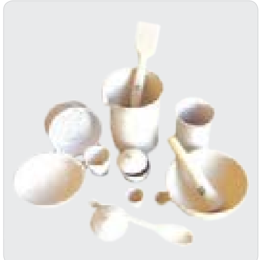


Рис. 113. Керамические изделия, покрытые глазурью

Керамика представляет собой один из древнейших искусственных материалов. Керамические изделия были известны человеку с эпохи неолита. Первыми керамическими материалами были кирпич, плитка, посуда и самые разнообразные емкости (см. рис.).

К керамическим изделиям относятся строительный кирпич, черепица, огнеупорные и облицовочные материалы, сантехническое оборудование (ванны, раковины и др.).

Вяжущие строительные материалы

Вяжущие строительные материалы представляют собой вещества или смеси веществ, способные при смешивании с водой образовывать вязкую массу, которая постепенно затвердевает.

Одним из древнейших строительных материалов является известь. Различают *негашеную известь* **CaO** и *гашеную известь* **$Ca(OH)_2$**. Негашеную известь получают при разложении карбоната кальция:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2.$$

Оксид кальция **CaO** (негашеную известь) переводят в гидроксид («гасят» водой) и получают гашеную известь **$Ca(OH)_2$**:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Эта реакция протекает с выделением большого количества теплоты, что приводит к сильному разогреванию смеси (рис. 114). В результате образуется облако водяного пара, как при гашении костра водой. Поэтому данная реакция и называется «гашение извести». **Гашеную известь** в смеси с песком используют в качестве вяжущего строительного материала.

Другим примером вяжущих строительных материалов является **цемент**. Если его смешать с водой, то образуется тестообразная масса, которая через некоторое время затвердевает. Это свойство цемента и используется в строительном деле для скрепления, например, кирпичей при сооружении стен. В Беларуси его производят на нескольких предприятиях,

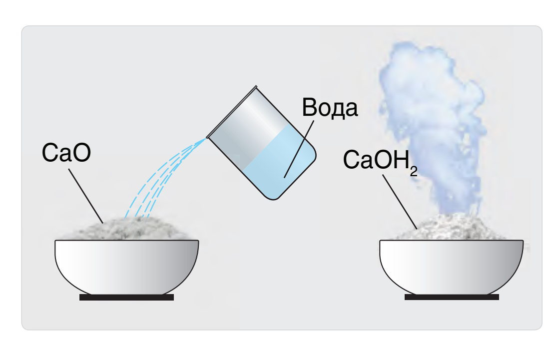


Рис. 114. Гашение извести

крупнейшими из которых являются ОАО «Красносельскстройматериалы» и ОАО «Кричевцементошифер».

Из смеси цемента, песка и воды с добавлением мелкого щебня или гравия получают **бетон**. Если в бетон ввести каркас из железных стержней, то получается *железобетон*. Бетон и железобетон широко применяются в строительстве. Введение в бетон химических веществ определенного состава позволяет получать *пенобетон,* отличающийся легкостью, высокими тепло- и звукоизоляционными свойствами. Важнейшим отличием бетона от известкового раствора является то, что при его затвердевании происходит поглощение воды.

Недавно ученые на основе фосфата магния разработали *биобетон*. Внешние панели из биобетона после постройки тут же начинают накапливать дождевую воду, становясь идеальной средой для развития лишайников и мхов. Это позволяет создавать вертикальные сады на стенах жилых зданий, реализуя концепцию экогородов (см. рис. вверху). Кроме того, бетон активно используется как дизайнерский материал для изготовления садовой скульптуры (см. рис. внизу), предметов мебели и интерьера.

В качестве вяжущего материала используют также **алебастр**, который часто называют *полуводным гипсом*. Его формулу записывают следующим образом $\mathbf{CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O}$. При замешивании с водой полуводный гипс поглощает воду и переходит в **гипс** $\mathbf{CaSO_4 \cdot 2H_2O}$, который широко используют в строительстве для изготовления сухой штукатурки, плит и панелей для перегородок, архитектурных деталей зданий (рис. 115).

Рис. 115. Гипсовые детали на фронтоне здания Дворца культуры профсоюзов в Минске

Лабораторный опыт 5

Распознавание ионов кислотных остатков (хлорид, сульфат- и карбонат-ионов)

Вы изучили качественные реакции на некоторые анионы, входящие в состав кислот и солей. Умение отличать их друг от друга и распознавать в растворах является важным не только при изучении химии, но для простейшего анализа природных смесей, строительных материалов, состава продуктов питания.

В трех пронумерованных пробирках находятся растворы солей: карбонат, сульфат и хлорид натрия. С помощью предложенных реактивов распознайте каждую соль, проведя качественные реакции на анионы. Результаты исследования занесите в таблицу в рабочей тетради, указав формулы веществ и признаки химических реакций.

Номер пробирки	Реактив			Определяемый ион
	Нитрат серебра(I)	Хлорид бария	Хлороводородная кислота	
1				
2				
3				

Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о способах распознавания ионов в растворах.

Стекло

Чаще всего мы сталкиваемся со стеклами, полученными на основе различных силикатов, поэтому в быту слово «стекло» употребляется для обозначения именно силикатных стекол.

Кроме красивого внешнего вида, стекло обладает низкой теплопроводностью и высокой прозрачностью, что позволяет использовать его для изготовления оконных стеклопакетов. При нагревании стекло легко вытягивается в тонкие, длинные нити, из которых изготавливают *стекловату*, *стекловолокно* и *стеклоткани*. Стекловата и стекловолокно используются в качестве звуко- и теплоизоляторов. Крупнейшим производителем стеклонитей и стеклотканей различного назначения на территории Беларуси является ОАО «Полоцк-Стекловолокно».

Стекольная промышленность Беларуси имеет давнюю историю. В 1717 г. в деревнях Налибоки и Янковичи (ныне Столбцовский район) по образцу Дрезденской мануфактуры Радзивиллы основали Налибокскую стеклянную мануфактуру, где изготавливались зеркала, подсвечники, художественная и бытовая посуда. В 1737 г. в деревне Уречье (ныне Любанский район) была основана Уречская стеклянная мануфактура, которая выпускала изделия из бесцветного и цветного стекла. Эти мануфактуры существовали до середины XVIII в. В 1883 г. помещик Зенон Ленский построил в поселке Березовка (ныне Лидский район) мануфактуру, которая позже, в 1908 г., стала стеклозаводом «Неман», работающим и по сей день.

Стекло не является индивидуальным соединением, а представляет собой сплав нескольких веществ. Для получения стекла (как говорят на производстве, при «варке» стекла) в качестве исходных материалов используют $\mathbf{SiO_2}$ (песок), $\mathbf{Na_2CO_3}$ (соду) и $\mathbf{CaCO_3}$ (мел, или известняк). Исходную смесь веществ нагревают до получения расплава при 800—1400 °C и после охлаждения получают обычное оконное стекло, состав которого можно условно описать формулой $\mathbf{Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2}$:

$$Na_2CO_3 + CaCO_3 + 6SiO_2 \overset{t}{=} Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + 2CO_2\uparrow.$$

Часто при варке стекла для придания ему специфических свойств и окраски в исходную смесь добавляют разнообразные соли и оксиды.

Стекло является экологически чистым материалом. Оно может подвергаться вторичной переработке, не загрязняя при этом окружающую среду.

Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, глина, известняк, силикаты и алюмосиликаты.

К строительным материалам относятся стекло, керамика, вяжущие материалы.

Вопросы и задания

1. Какие предприятия керамической промышленности в Беларуси вы знаете? Где они расположены?
2. Перечислите известные вам вяжущие строительные материалы. Выпишите в тетрадь их названия.
3. Что такое цемент и где он используется?
4. Какие вещества служат сырьем при получении стекла? Попробуйте объяснить, почему процесс получения стекла называют «варкой».

5. Рассчитайте химические количества карбоната кальция и оксида кремния(IV), необходимые для получения оконного стекла состава $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ массой 2 т.
6. Зная состав оконного стекла и его плотность, равную 2,5 г/см^3, рассчитайте массу кремния, содержащегося в стекле размером 200 × 300 × 0,8 см.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»

Цель: проверить и закрепить знания о химических свойствах соединений неметаллов, качественных реакциях на анионы кислот, способах получения неорганических соединений; развивать умение исследовать свойства веществ, анализировать результаты химического эксперимента, делать выводы.

Вариант 1

Задача 1. Определите при помощи качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: сульфат натрия, карбонат натрия. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 2. Докажите, что в растворе хлороводородной кислоты присутствуют ионы водорода и хлорид-ионы. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 3. Осуществите практически химические превращения: $Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Вариант 2

Задача 1. Определите при помощи качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: карбонат натрия, хлорид натрия. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 2. Докажите, что в растворе серной кислоты содержатся ионы водорода и сульфат-ионы. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 3. Осуществите практически химические превращения: $Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2$. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

§ 39. Понятие о выходе продукта химической реакции

На практике при проведении химических реакций обычно получается несколько меньшее количество продукта, чем рассчитанное теоретически в соответствии с уравнением реакции. Это может происходить по нескольким причинам.

Многие химические реакции обратимы, т. е. протекают не до конца. Потери веществ могут быть также обусловлены их испарением, частичным растворением (ведь абсолютно нерастворимых веществ нет), потерями при упаривании или фильтровании растворов и т. п. Немаловажное значение имеет оборудование, с помощью которого осуществляется химическая реакция. Негерметичность оборудования, в котором проходят химические процессы, всегда приводит к потерям газообразных веществ. И наконец, часть веществ может не вступить в реакцию или образовать при взаимодействии побочные продукты.

Для оценки полноты протекания процесса пользуются понятием **выход продукта химической реакции**. Оно подобно понятию «коэффициент полезного действия», которое применяется в физике для характеристики процессов преобразования и использования энергии, работы различных двигателей и механизмов.

Выход продукта химической реакции обозначается буквой греческого алфавита η (*эта*). Он представляет собой величину, равную отношению реально полученной, т. е. *практической массы вещества* ($m_{\text{практ}}$) к массе этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции, т. е. к его *теоретической массе* ($m_{\text{теор}}$):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}.$$

Выход продукта химической реакции — безразмерная величина, например: η(CaO) = 0,75, или 75 %.

Поскольку масса вещества пропорциональна его химическому количеству, то выход продукта реакции можно определять и как отношение соответствующих химических количеств вещества или объемов (для газов):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}, \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}}.$$

Например, если известно, что в реакции синтеза аммиака

$$\mathbf{N_2 + 3H_2 = 2NH_3},$$

выход продукта составляет 0,75 (η = 0,75, или 75 %), то это означает, что из азота массой 28 г (объемом 22,4 $дм^3$, химическим количеством 1 моль) мы получим аммиак массой не 34 г (объемом 44,8 $дм^3$, химическим количеством 2 моль), а массой 34 г · 0,75 = 25,5 г (объемом 33,6 $дм^3$, химическим количеством 1,5 моль).

Таким образом, **выход продукта реакции — это величина, равная отношению реально полученной массы (химического количества, объема) вещества к массе (химическому количеству, объему) этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции.**

Величина выхода продукта реакции не может превышать 100 %. Если выход равен 100 %, то говорят, что реакция протекает *количественно*. В этом случае

$$m_{практ} = m_{теор}; \qquad n_{практ} = n_{теор}; \qquad V_{практ} = V_{теор}.$$

Кроме выражения «выход продукта химической реакции», часто используют и более краткие формы этого понятия: «выход продукта», «выход реакции», «реакция протекает с 90 %-м выходом».

На практике часто приходится рассчитывать химическое количество, массу или объем продукта реакции, если его выход отличается от 100 %, или, наоборот, определять выход продукта реакции. Рассмотрим типы расчетов с использованием этого понятия.

Тип 1. Даны массы (объемы, химические количества) исходного вещества и продукта реакции. Требуется определить выход продукта реакции.

Пример. *При прокаливании гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ массой 93,6 г получен оксид алюминия Al_2O_3 массой 52,02 г. Определите выход продукта реакции.*

Дано:	Решение
$m(Al(OH)_3)$ = 93,6 г $m_{практ}(Al_2O_3)$ = 52,02 г	1. Определяем молярные массы гидроксида и оксида алюминия:
$\eta(Al_2O_3)$ = ?	$M(Al(OH)_3) = 27 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 78$ (г/моль). $M(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$ (г/моль).

2. Находим химические количества гидроксида и оксида алюминия:

$$n(Al(OH)_3) = \frac{93{,}6 \text{ г}}{78 \text{ г/моль}} = 1{,}2 \text{ моль}; \qquad n(Al_2O_3) = \frac{52{,}02 \text{ г}}{102 \text{ г/моль}} = 0{,}51 \text{ моль}.$$

3. Записываем уравнение реакции разложения гидроксида алюминия и производим расчет теоретического химического количества (x) и теоретической массы полученного оксида алюминия:

$$\underset{2\text{ моль}}{\overset{1,2\text{ моль}}{2Al(OH)_3}} = \underset{1\text{ моль}}{\overset{x}{Al_2O_3}} + 3H_2O,$$

откуда получим: $x = 0,6$ моль. Это — $n_{теор}(Al_2O_3)$.

Тогда теоретическая масса оксида алюминия составит:

$m_{теор}(Al_2O_3) = n_{теор}(Al_2O_3) \cdot M(Al_2O_3) = 0,6\text{ моль} \cdot 102\text{ г/моль} = 61,2\text{ г}.$

4. Определяем выход продукта реакции (двумя способами):

$$\text{а) } \eta(Al_2O_3) = \frac{m_{практ}(Al_2O_3)}{m_{теор}(Al_2O_3)} = \frac{52,02\text{ г}}{61,2\text{ г}} = 0,85,\text{ или } 85\ \%.$$

$$\text{б) } \eta(Al_2O_3) = \frac{n_{практ}(Al_2O_3)}{n_{теор}(Al_2O_3)} = \frac{0,51\text{ моль}}{0,6\text{ моль}} = 0,85,\text{ или } 85\ \%.$$

Ответ: выход продукта реакции равен 85 %.

Тип 2. Даны масса (объем, химическое количество) исходного вещества и выход продукта реакции. Требуется определить массу (объем, химическое количество) продукта реакции.

Пример. *Рассчитайте массу нитрата аммония NH_4NO_3, который может быть получен из аммиака объемом 4,48 м^3 (н. у.) и необходимого количества азотной кислоты, если выход продукта составляет 90 %?*

Дано:

$V(NH_3) = 4,48\text{ м}^3 = 4480\text{ дм}^3$

$\eta\ (NH_4NO_3) = 90\ \%$

$m_{практ}(NH_4NO_3) = ?$

Решение

1. Найдем химическое количество аммиака:

$$n(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{V_m} = \frac{4480\text{ дм}^3}{22,4\text{ дм}^3/\text{моль}} = 200\text{ моль}.$$

2. Составим уравнение реакции и рассчитаем теоретическое химическое количество NH_4NO_3:

$$\underset{1\text{ моль}}{\overset{200\text{ моль}}{NH_3}} + \underset{1\text{ моль}}{\overset{x}{HNO_3}} = NH_4NO_3$$

$$x = \frac{200 \cdot 1}{1} = 200\text{ моль } NH_4NO_3.\text{ Это — } n_{теор}(NH_4NO_3).$$

3. Находим теоретическую массу NH_4NO_3:

$$M(NH_4NO_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 32 = 80 \text{ (г/моль)}.$$

$$m_{теор}(NH_4NO_3) = n_{теор}(NH_4NO_3) \cdot M(NH_4NO_3) =$$
$$= 200 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 16\,000 \text{ г}.$$

4. Из формулы для определения выхода продукта реакции выражаем $m_{практ}$ и производим расчет:

$$\eta = \frac{m_{практ}}{m_{теор}}, \text{ откуда } m_{практ} = \eta \cdot m_{теор} = 0{,}9 \cdot 16\,000 \text{ г} = 14\,400 \text{ г} = 14{,}4 \text{ кг}.$$

Ответ: практическая масса нитрата аммония равна 14,4 кг.

Тип 3. Даны масса (объем, химическое количество) продукта и выход продукта. Требуется определить массу (объем, химическое количество) исходного вещества.

Пример. *Определите объем (н. у.) водорода, который понадобится для получения аммиака объемом 13,44 м³ (н. у.), если его практический выход равен 20 %.*

Дано:

$V_{практ}(NH_3) = 13{,}44 \text{ м}^3$

$\eta(NH_3) = 20\ \% = 0{,}2$

$V(H_2) = ?$

Решение

1. Рассчитаем теоретический объем аммиака:

$$\eta = \frac{V_{практ}}{V_{теор}}; \text{ откуда } V_{теор} = \frac{V_{практ}}{\eta};$$

$$V_{теор}(NH_3) = \frac{V_{практ}(NH_3)}{\eta} = \frac{13{,}44 \text{ м}^3}{0{,}2} = 67{,}2 \text{ м}^3.$$

2. Составим уравнение реакции синтеза аммиака и рассчитаем объем (x) водорода:

$$\underset{3\text{ м}^3}{\overset{x}{3H_2}} + N_2 = \underset{2\text{ м}^3}{\overset{67{,}2\text{ м}^3}{2NH_3}}$$

$$x = \frac{3 \cdot 67{,}2}{2} = 100{,}8 \text{ м}^3. \text{ Это — } V(H_2).$$

Ответ: для синтеза аммиака потребуется водород объемом 100,8 м³.

Выход продукта реакции — это величина, равная отношению реально полученной в результате реакции массы (химического количества, объема) вещества к массе (химическому количеству, объему) этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции.

Вопросы и задания

1. Почему на практике обычно получается меньшее количество продукта, чем рассчитанное теоретически по уравнению реакции?

2. Как рассчитывают выход продукта химической реакции?

3. При окислении оксида серы(IV) объемом (н. у.) 17,92 $дм^3$ образовался оксид серы(VI) массой 60 г. Определите выход продукта реакции в процентах.

4. При сплавлении оксида кремния(IV) с карбонатом натрия химическим количеством 5 моль получили силикат натрия и углекислый газ объемом (н. у.) 89,6 $дм^3$. Определите выход углекислого газа.

5. Найдите объем (н. у.) аммиака, необходимый для получения сульфата аммония массой 26,4 г, если его выход равен 80 %.

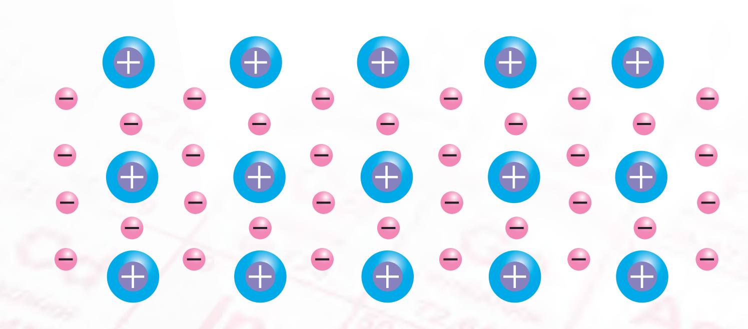
6. Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, который необходим для получения оксида серы(IV) объемом (н. у.) 85,12 $дм^3$ из природной серы, если выход SO_2 составляет 90 %.

7. При взаимодействии оксида кремния(IV) с оксидом кальция получили силикат кальция массой 200 кг, что составило 93 % от теоретически возможного. Определите химическое количество оксида кальция, вступившего в реакцию.

8. Известняк состоит из карбоната кальция и примесей, массовая доля которых равна 15 %. Рассчитайте массу известняка, при прокаливании которого выделится углекислый газ объемом 80 $дм^3$ (н. у.), если его выход равен 90 %.

Глава 4

МЕТАЛЛЫ



$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$

В этой главе вы познакомитесь со строением атомов и простых веществ металлов, с их физическими и химическими свойствами и способами получения.

Вы узнаете об особенностях реакций с участием металлов, изучите важнейшие свойства их оксидов и солей, познакомитесь с их практическим применением и ролью в повседневной жизни

§ 40. Металлы. Общая характеристика элементов

Слова «металл», «металлический» знакомы нам практически с детства. Услышав их, вы сразу представляете себе различные предметы, изготовленные из железа и окружающие вас в быту, — столовый нож, гвозди, молоток, плоскогубцы, ножницы, канцелярские скрепки и др. (рис. 116). Но рядом с нами множество изделий, изготовленных из других металлов — алюминия, меди, золота, серебра.

Рис. 116. Изделия из железа

Металлы обладают рядом общих свойств. В компактном состоянии металлы блестят, хорошо проводят электрический ток и теплоту, поддаются изгибанию и ковке. Металлы обладают схожими свойствами потому, что их атомы имеют схожее строение, а простые вещества — один и тот же тип химической связи. Каковы же особенности строения атомов металлов и химической связи между ними?

Строение атомов металлов

К металлам относится большинство известных химических элементов — 95 из 118. Это некоторые элементы А-групп и все элементы В-групп. В таблице периодической системы металлы отделены от неметаллов границей — ступенчатой линией, идущей от водорода **H** к оганесону **Og** (см. форзац I). Эта граница достаточно условна, так как некоторые элементы, примыкающие к ней (кремний **Si**, германий **Ge**, мышьяк **As**,

сурьма **Sb**, теллур **Te**), обладают как металлическими, так и неметаллическими свойствами. Эти элементы иногда называют *полуметаллами*.

Все периоды периодической системы элементов (кроме первого) начинаются металлами. Как вам уже известно, в периодах по мере увеличения атомного номера элементов (т. е. в направлении слева направо) радиусы атомов уменьшаются. По этой причине радиусы атомов металлов всегда больше, чем радиусы атомов неметаллов того же периода.

В атомах подавляющего большинства металлов (80) на внешних энергетических уровнях находится по 1—2 электрона. Из-за большого радиуса атомов металлов электроны их внешних энергетических уровней слабо притягиваются к ядрам. Поэтому атомы металлов ($\mathbf{Me^0}$) сравнительно легко отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы — катионы ($\mathbf{Me^{n+}}$):

$$\mathbf{Me^0} - ne^- \rightarrow \mathbf{Me^{n+}}.$$

По этой причине для металлов в сложных веществах характерны только положительные степени окисления. Способность атомов (и простых веществ) металлов отдавать электроны определяет их *металлические свойства*. Чем меньше число электронов на внешнем электронном слое и чем больше радиус атома металла, тем сильнее выражены его металлические свойства. Электроотрицательность атомов металлов ниже, чем атомов неметаллов.

Металлическая связь

Все металлы в твердом агрегатном состоянии имеют кристаллическое строение. Моделями строения их кристаллов являются *металлические* кристаллические решетки (рис. 117).

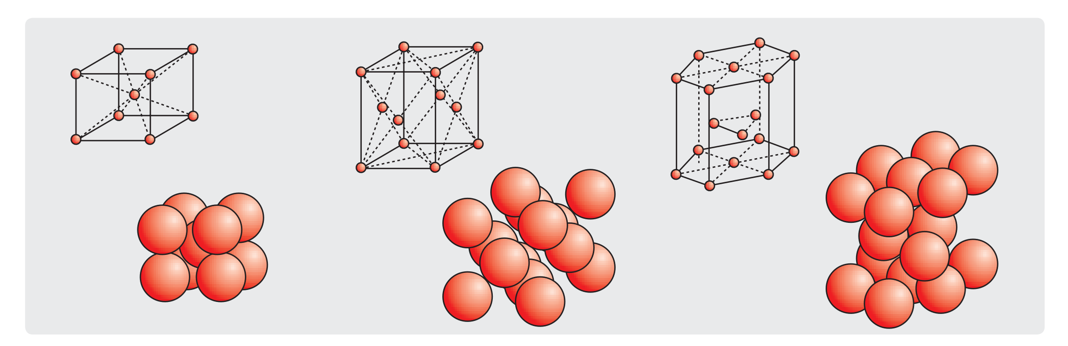


Рис. 117. Схемы кристаллических решеток металлов

Большие кристаллы металлов образуются только при очень медленном охлаждении их расплавов. В процессе производства металлов их расплавы приходится охлаждать достаточно быстро и вместо больших кристаллов образуется огромное количество маленьких кристалликов, которые «срастаются» друг с другом, образуя компактные твердые тела. По этой причине металлы, которые мы встречаем в быту, являются поликристаллами (от греч. *poly* — много). Об этом свидетельствует так называемый «оловянный крик». При сгибании палочки, изготовленной из олова, слышится характерный треск, обусловленный трением отдельных кристалликов друг о друга.

В кристалле любого металла наряду с его катионами $\mathbf{Me}^{n+}$ содержатся «свободные» электроны, которые объединяются в одно многоэлектронное «облако». Оно условно называется «электронным газом» и «заполняет» собой весь кристалл. Своим отрицательным зарядом «свободные» электроны компенсируют силы электростатического отталкивания катионов и удерживают их вместе с атомами, как бы цементируя металл. Так возникает особая химическая связь, называемая *металлической связью* (см. рис. 11). В отличие от ковалентной связи, возникающей между двумя атомами, металлическая связь удерживает вместе сразу все атомы, имеющиеся в кристалле металла, т. е. носит особый коллективный характер.

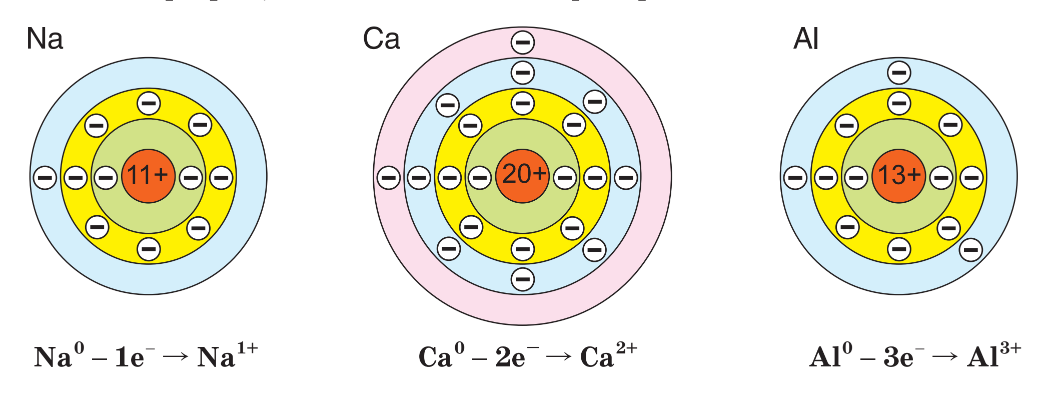
! **Химическая связь между атомами в кристалле металла, возникающая за счет обобществления их валентных электронов, называется металлической связью.**

Металлическая связь обусловливает все важнейшие физические свойства металлов — их высокую электро- и теплопроводность, металлический блеск, пластичность.

Металлы А-групп

Из элементов А-групп периодической системы к металлам относятся все элементы IA-группы (кроме **H**), IIA-группы, а также некоторые элементы IIIA — VIA-групп, расположенные ниже и левее условной границы. Металлы А-групп находятся как в малых, так и в больших периодах системы элементов.

У атомов металлов IA — IIIA-групп на внешних энергетических уровнях содержится от 1 до 3 электронов (рис. 118). Отдавая их, атомы этих металлов превращаются в катионы, например:



$Na^0 - 1e^- \rightarrow Na^{1+}$ $Ca^0 - 2e^- \rightarrow Ca^{2+}$ $Al^0 - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$

Рис. 118. Схемы строения атомов натрия, кальция и алюминия

В IA-группе периодической системы находятся металлы литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb**, цезий **Cs** и франций **Fr**. Их общее групповое название — *щелочные металлы*, т. к. их гидроксиды являются щелочами. В атомах этих элементов на внешних энергетических уровнях содержится по 1 электрону. По мере возрастания атомных номеров элементов их металлические свойства, т. е. способность атомов отдавать валентные электроны, возрастают. Соответственно, химическая активность щелочных металлов при переходе от лития к францию усиливается.

IIA-группу периодической системы образуют элементы бериллий **Be**, магний **Mg**, кальций **Ca**, стронций **Sr**, барий **Ba** и радий **Ra**. В их атомах на внешних энергетических уровнях содержится по 2 электрона. По мере возрастания атомных номеров элементов в ряду **Be** — **Ra** способность атомов отдавать валентные электроны, а значит, и химическая активность простых веществ металлов возрастают. Элементы **Ca**, **Sr**, **Ba** и **Ra** образуют семейство так называемых *щёлочноземельных металлов*.

Во времена алхимиков оксиды металлов назывались землями. Те оксиды, которые реагируют с водой с образованием щелочей, получили название «щелочные земли». К таким оксидам относятся оксиды CaO, SrO и BaO. Выделенные из них металлы кальций, стронций и барий были названы щёлочноземельными. Впоследствии к ним из-за схожести свойств был причислен и металл радий Ra.

В IIIA — VIIA-группах к металлам относятся элементы, расположенные ниже и левее условной границы. Из них наиболее важными металлами, находящими широкое практическое применение, являются алюминий **Al** (IIIA-группа), олово **Sn** и свинец **Pb** (IVA-группа).

Металлы В-групп

К металлам относятся также все элементы В-групп периодической системы. Эти элементы часто называют *переходными*, т. к. через них осуществляется «переход» от элементов IA и IIA-групп к элементам IIIA — VIIIA-групп. Металлами В-групп являются такие распространенные элементы, как железо **Fe**, медь **Cu**, цинк **Zn**, хром **Cr**, никель **Ni**.

В IIIB-группе периодической системы, кроме металлов скандия **Sc**, иттрия **Y**, лантана **La** и актиния **Ac**, содержится еще 14 элементов *лантанидов* и 14 элементов *актинидов*. В периодической системе они обычно располагаются в виде двух отдельных рядов в нижней части таблицы.

Большинство известных химических элементов относится к металлам.

У атомов большинства металлов на внешнем электронном слое находится от 1 до 3 электронов. В ходе химических реакций атомы металлов отдают эти электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы — катионы.

Химическая связь в металлах, возникающая за счет обобществленных электронов, называется металлической связью.

Вопросы и задания

1. Сколько из известных в настоящее время химических элементов относится к металлам? Где в таблице периодической системы элементов расположены металлы?
2. Каковы особенности строения атомов металлов? В чем заключаются металлические свойства атомов?
3. Изобразите электронные схемы атомов следующих элементов: Be, Ar, Ca, S, Na. Какие из этих элементов относятся к металлам? Почему?
4. Изобразите электронные схемы атомов и катионов: а) калия, б) алюминия. Чем отличаются атомы и ионы по электронному строению?
5. Перечислите металлы IA-группы. Каково их общее название? Как и почему изменяются радиусы атомов в ряду Li—Fr?
6. У какого из металлов химическая активность выше: а) Na или Li; б) K или Rb; в) Ba или Ca; г) Na или Mg? Объясните почему.

7. Перечислите металлы IIA-группы. Какие из них называются щёлочноземельными? У какого из элементов данной группы самый большой радиус?

8. Согласно последним рекомендациям Всемирной организации здравоохранения (ВОЗ) максимальная суточная норма потребления хлорида натрия для взрослого человека составляет 2 г. Рассчитайте химическое количество и массу ионов натрия, содержащихся в указанной порции соли.

Готовимся к олимпиадам

Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Ba(OH)_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow CaCO_3$;

б) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu \rightarrow SO_2 \rightarrow Ca(HSO_3)_2$.

§ 41. Простые вещества металлы. Физические свойства металлов

Поскольку элементы металлы схожи между собой по строению атомов, по характеру кристаллических решеток и типу химической связи, простые вещества металлы обладают рядом общих физических свойств.

Агрегатное состояние, блеск, цвет

При обычных условиях (комнатная температура и нормальное атмосферное давление) почти все металлы — твердые непрозрачные вещества. Только один металл — ртуть **Hg** — при указанных условиях находится в жидком агрегатном состоянии.

Для компактных металлов с гладкой поверхностью характерен металлический блеск, связанный со способностью отражать световые лучи, что используется при изготовлении зеркал.

Большинство металлов в компактном состоянии серебристо-белые. Только три металла имеют отчетливо выраженную окраску: медь **Cu** — коричневато-розового, а золото **Au** и цезий **Cs** — желтого цветов (рис. 119).

Медь

Золото

Цезий

Рис. 119. Внешний вид компактных металлов

В измельченном состоянии (в виде пыли или пудры) цвет большей части металлов темно-серый, темно-бурый или черный. Лишь немногие металлы при измельчении не изменяют свою окраску. Это, например, медь, магний и алюминий.

В металлургической промышленности все металлы условно разделяют на черные и цветные. К *черным* металлам относится железо и сплавы на его основе (чугун, сталь), поскольку в необработанном виде они покрыты черной пленкой оксида железа Fe_3O_4. К *цветным* относятся все остальные металлы и их сплавы.

Электро- и теплопроводность

Как вы уже знаете, металлы в компактном состоянии хорошо проводят электрический ток и тепло. Эти свойства, называемые электро- и теплопроводностью, обусловлены наличием в металлах свободных электронов.

Самой высокой электропроводностью обладает серебро **Ag**, самой низкой — титан **Ti** (рис. 120). Если электропроводность серебра условно принять равной 1, то у титана она составляет всего 0,003. Серебро как проводник электрического тока используется в производстве ряда электротехнических изделий. Из-за высокой стоимости его не применяют для изготовления проводов и кабелей. Для этих целей пригодны менее дорогие медь, алюминий и железо.

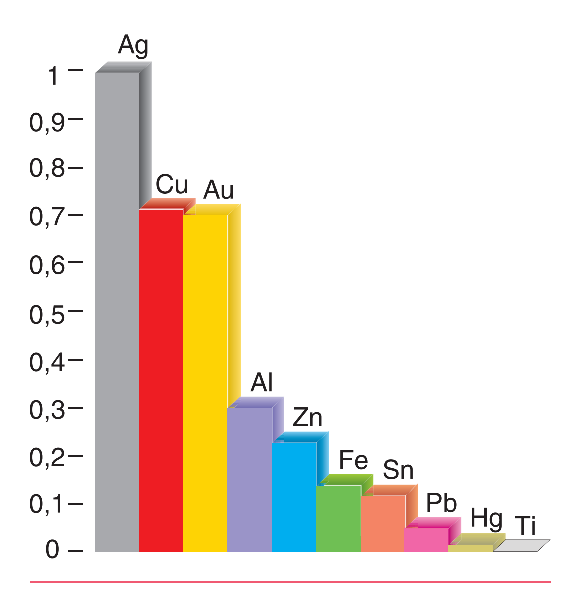


Рис. 120. Сравнительная электропроводность металлов

Между электропроводностью и теплопроводностью металлов существует определенная связь: чем выше электропроводность металла, тем выше его теплопроводность. Следует отметить, что при повышении температуры способность металлов проводить электрический ток и теплоту уменьшается.

Пластичность

Пластичность — способность изменять форму под действием внешних сил и сохранять полученную форму после прекращения этого действия. На практике пластичность металлов проявляется в том, что при определенном усилии они изгибаются или растягиваются, а под ударами молота не дробятся, а расплющиваются, т. е. являются ковкими.

Пластичность металлов обусловлена тем, что при механическом воздействии слои атомов и катионов, удерживающиеся в кристалле «электронным газом», легко смещаются, как бы скользя друг по другу. Смещение происходит не беспорядочно, а таким образом, что одна часть кристалла сдвигается относительно другой без разрушения кристалла (рис. 121).

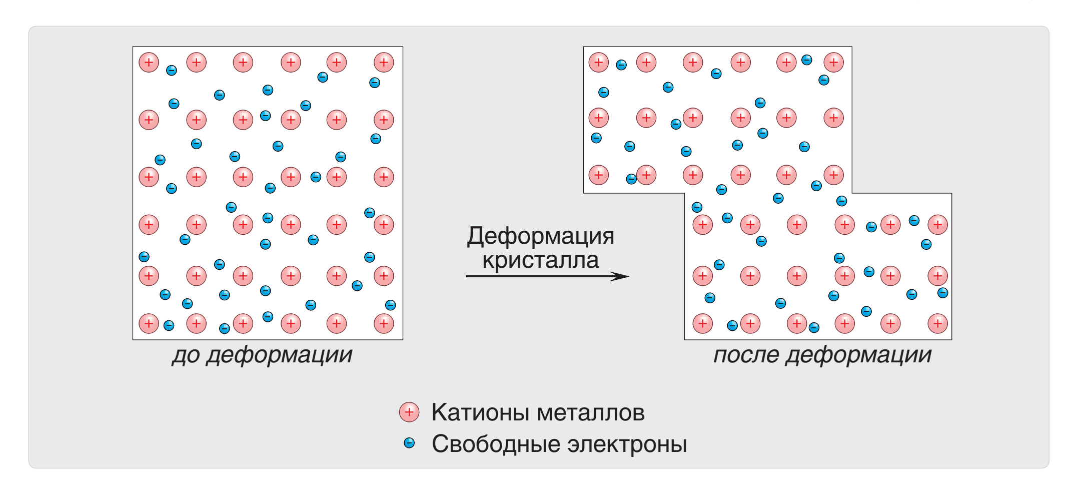


Рис. 121. «Электронный газ» в деформируемом металле

Первое место по пластичности среди металлов занимает золото **Au**. Как это ни удивительно, но из образца данного металла массой 1 г можно изготовить чрезвычайно тонкую, полупрозрачную пластинку толщиной 0,0002 мм (рис. 122) и общей площадью 28 м^2 или вытянуть тончайшую проволоку диаметром 0,002 мм и длиной 3420 м. Металл с самой низкой пластичностью, т. е. самый хрупкий, — сурьма **Sb**. При механических воздействиях он крошится.

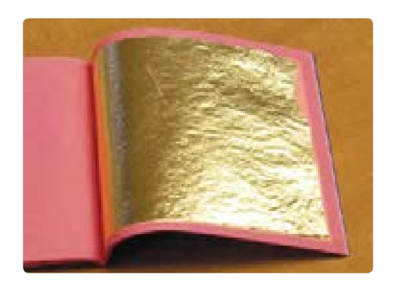


Рис. 122. Тонкая пластинка из золота

Чтобы придать красивый золотистый блеск различным изделиям из металла или дерева, их покрывают очень тонким слоем золота. Для этого используют специальные золотые пленки, которые в несколько десятков раз тоньше человеческого волоса. Такое «пленочное» золото называется *сусальным*. Этот термин происходит от старославянского слова «сусало», означающего лицо или лицевую сторону. Сусальным золотом с декоративной целью покрывают купола и внутреннее убранство храмов, предметы интерьера.

Твердость

Рис. 123. Хром

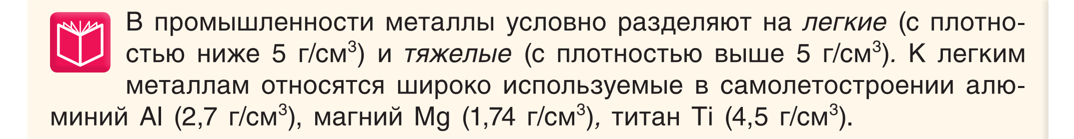
При сравнении твердости различных веществ более твердым считается то, которое оставляет след на другом при царапании. Наибольшей твердостью из металлов обладает хром **Cr** (рис. 123), заостренной палочкой из которого можно легко писать по стеклу. Самый мягкий металл — цезий **Cs**. Из металлов, имеющих широкое применение, наиболее мягкими являются олово **Sn** и свинец **Pb**.

Свинец из-за мягкости оставляет темно-серый след на бумаге. Это его свойство с древности и до середины XVI в. использовалось в производстве свинцовых карандашей для письма и рисования. В немецком языке слово «карандаш» (*Bleistift*) буквально переводится как «свинцовая палочка».

Плотность

Важной характеристикой металлов является плотность. Ее величина изменяется в широком интервале значений. Металлом с самой большой плотностью, равной 22,59 г/см^3, является осмий **Os**. Нетрудно подсчитать, что масса кубика осмия объемом 1 дм^3 (т. е. 1 л) составляет 22,59 кг!

Самой низкой плотностью, равной 0,53 г/см^3, обладает металл литий **Li**. Он легче воды, плотность которой, как известно, составляет 1 г/см^3.

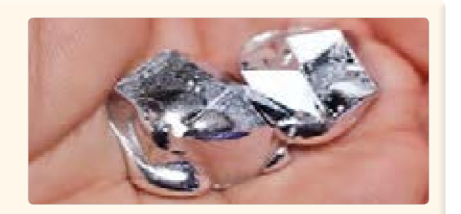


В промышленности металлы условно разделяют на *легкие* (с плотностью ниже 5 г/см^3) и *тяжелые* (с плотностью выше 5 г/см^3). К легким металлам относятся широко используемые в самолетостроении алюминий Al (2,7 г/см^3), магний Mg (1,74 г/см^3), титан Ti (4,5 г/см^3).

Температура плавления

Температуры плавления металлов изменяются в очень широких пределах. Самый *легкоплавкий* металл — ртуть **Hg**, плавящийся при температуре −39 °C. Металлом с самой высокой температурой плавления (т. е. самым *тугоплавким*) является вольфрам **W**. Температура его плавления невероятно высока и составляет 3410 °C!

Металлы цезий и галлий характеризуются невысокими температурами плавления: 28,4 °C и 29,8 °C соответственно. Поскольку эти значения ниже температуры человеческого тела (36,6 °C), указанные металлы легко плавятся на ладони.



Магнитные свойства

Лучше других металлов к магниту притягиваются и намагничиваются железо, кобальт и никель. Широко использующийся алюминий очень слабо притягивается к магниту, а медь и вовсе отталкивается от него.

Поскольку металлы схожи между собой по строению атомов и по типу химической связи, они обладают рядом общих физических свойств.

Наиболее общими физическими свойствами простых веществ металлов являются характерный металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность, пластичность.

Металлы различаются между собой по твердости, плотности, температурам плавления и магнитным свойствам.

Вопросы и задания

1. Почему металлы обладают схожими физическими свойствами? Перечислите эти свойства.
2. Какое агрегатное состояние характерно для большинства металлов при обычных условиях?
3. Объясните смысл выражения «быстрый, как ртуть».

4. Какие металлы в компактном состоянии отличаются самым сильным блеском? Где на практике используется это свойство?
5. Почему металлы хорошо проводят электрический ток и тепло?
6. У какого из металлов самая высокая: а) электропроводность; б) твердость; в) пластичность? Где находят применение эти металлы?
7. Как можно разделить смесь порошков железа и меди, основываясь на их различии в одном из физических свойств?
8. Плотности алюминия, меди и железа равны соответственно 2,7 г/см^3, 8,92 г/см^3 и 7,87 г/см^3. Рассчитайте массу кубика с длиной ребра, равной 5 см, изготовленного из каждого из указанных металлов. Химическое количество какого из указанных металлов в таком кубике будет наибольшим?

Готовимся к олимпиадам

Рассчитайте радиус шарика, изготовленного из золота массой 1 кг, если его плотность составляет 19,3 г/см^3.

Домашний эксперимент

Если вы найдете дома кусочки алюминиевой, медной и железной проволоки примерно одинаковой толщины, путем их изгибания определите, какой из этих металлов является более пластичным.

§ 42. Сплавы металлов

Большинство металлических изделий, окружающих нас в повседневной жизни, изготовлены не из чистых металлов, а из их **сплавов**. Дело в том, что в сравнении с индивидуальными металлами сплавы обладают более ценными качествами, например твердостью и устойчивостью к внешним воздействиям. Что же такое сплавы, как они образуются и какими свойствами обладают?

Образование сплавов

В расплавленном состоянии большинство металлов смешиваются между собой, образуя однородные жидкие смеси. При охлаждении они затвердевают и превращаются в сплавы.

Металлы обладают разной способностью к образованию сплавов. Некоторые из них, например **Zn** и **Cd**, сплавляются в любых массовых соотношениях, другие (**Cu** и **Co**) — только в определенных.

Сейчас некоторые сплавы изготавливают методом порошковой металлургии. Для этого смесь порошкообразных металлов спрессовывают под большим давлением, а затем спекают при высокой температуре в отсутствии воздуха.

Свойства сплавов

Сплавы обладают характерными металлическими свойствами: блеском, высокой тепло- и электропроводностью, пластичностью. Атомы и ионы металлов в сплавах соединены металлической связью.

Свойства сплавов отличаются от свойств составляющих их веществ. *Твердость* сплавов, как правило, больше твердости входящих в их состав металлов. Например, сплав, состоящий из меди (99 %) и бериллия (1%), тверже чистой меди в 7 раз. *Температура плавления* сплава обычно меньше температуры плавления наиболее легкоплавкого компонента. Например, температуры плавления свинца и олова равны соответственно 327 °C и 232 °C, а один из их сплавов плавится при температуре 181 °C.

Электропроводность и *теплопроводность* сплавов также ниже, чем у их компонентов. При смешивании металлов часто происходит изменение цвета. Например, при сплавлении коричневато-розовой меди с серебристо-белым никелем образуется сплав белого цвета, который используют при чеканке монет.

В сплавах часто изменяется и *химическая активность* их компонентов. Так, известно, что цинк, медь и алюминий при обычных условиях не взаимодействуют с водой. Однако их сплав (**Cu** — 50 %, **Al** — 45 %, **Zn** — 5 %) при комнатной температуре реагирует с водой, вытесняя водород.

Количественный состав сплавов часто выражается через массовые доли их компонентов (%).

Мерой содержания драгоценных металлов (золота, серебра, платины) в их сплавах является так называемая *проба*. Это число, показывающее, чему равна масса данного металла, содержащегося в сплаве массой 1000 г. Например, если на золотом украшении указана проба 585, это значит, что в 1000 г сплава содержится только 585 г золота, а остальные 415 г приходятся на другие металлы (серебро, медь, никель).

В технике применяется более 5000 разных сплавов, которые обладают теми или иными ценными качествами — прочностью, легкостью, твердостью, устойчивостью в разных средах и т. д. Названия наиболее

Рис. 124. Изделия из различных сплавов

распространенных сплавов, их состав и области применения приведены в таблице 14, а образцы изделий из некоторых сплавов показаны на рисунке 124.

Таблица 14. **Сплавы металлов**

Название сплава	**Один из вариантов состава**	**Ценное свойство**	**Применение**
Бронза	**Cu** — 90 %; **Sn** — 10 %	Твердость	Детали машин, приборы, художественные отливки
Латунь	**Cu** — 60 %; **Zn** — 40%	Коррозионная стойкость	Машиностроение, химическая промышленность, производство бытовых товаров
Монель-металл	**Ni** — 65 %; **Cu** — 30 %; **(Fe + Mn)** — 5 %	Коррозионная стойкость, механическая прочность	Лопатки турбин, химическая, судостроительная, нефтяная, медицинская промышленность, изготовление монет

Продолжение таблицы

Название сплава	Один из вариантов состава	Ценное свойство	Применение
Мельхиор	**Cu** — 64 %; **Ni** — 30 %; **(Fe + Mn)** — 6 %	Коррозионная стойкость, красивый внешний вид	Медицинская техника, изготовление бытовой посуды, художественных изделий
Третник	**Sn** — 63 %; **Pb** — 37 %	Низкая температура плавления (180 °C)	Пайка металлических изделий
Дюралюминий	**Al** — 93 %; **Cu** — 6 %; **Mg** — 0,5 %; **Mn** — 0,5 %	Высокая прочность, легкость	Авиа- и машиностроение
Нержавеющая сталь	**Fe** — 80 %; **Cr** — 10 %; **Ni** — 10 %	Механическая прочность, коррозионная стойкость	Машино- и станкостроение, производство бытовой техники, кухонной посуды, предметов домашнего обихода, хирургических инструментов

Металлы образуют сплавы не только с другими металлами, но и с некоторыми неметаллами — углеродом, кремнием, бором, фосфором. Примерами сплавов железа с углеродом являются чугун и сталь. В *чугуне* содержание углерода составляет 2—4 %, а в стали — менее 2 %. В отличие от достаточно хрупкого чугуна более пластичную сталь можно ковать, штамповать, прокатывать (рис. 125).

Рис. 125. Прокат стали

Для придания сталям определенных свойств в их состав вводят другие металлы, бор и кремний. Такие стали называются *легированными.* Например, сталь, легированная вольфрамом, отличается высокой твердостью, поэтому она применяется для изготовления режущих инструментов. Легирование стали молибденом приводит к повышению ее износоустойчивости, а сталь, легированная кобальтом, обладает повышенной намагничиваемостью.

Сплав — это однородная твердая смесь металлов.

По многим физическим свойствам сплавы отличаются от входящих в их состав металлов.

Чугун и сталь — наиболее распространенные сплавы железа.

Вопросы и задания

1. Как образуются сплавы металлов?
2. Почему сплавы используются чаще, чем чистые металлы?
3. Перечислите известные вам сплавы металлов и охарактеризуйте области их практического применения.
4. Каков тип химической связи в сплавах?
5. Как изменяются твердость и температура плавления при переходе от чистых металлов к их сплавам? Приведите соответствующие примеры.
6. Пользуясь данными таблицы 14, определите, во сколько раз: а) масса меди в бронзе больше массы олова; б) масса цинка в латуни меньше массы меди.
7. Для изготовления зубных имплантов используется сплав титана, алюминия и ванадия. Рассчитайте массы указанных металлов, необходимые для приготовления данного сплава массой 1200 г, если массовые доли алюминия и ванадия в нем равны соответственно 6 % и 4 %.
8. Порошок латуни опустили в соляную кислоту (избыток), в результате чего выделился газ объемом 7,84 $дм^3$ (н. у.). Рассчитайте массу исходного сплава.

Готовимся к олимпиадам

1. В жидком при комнатной температуре сплаве натрия с калием химическое количество натрия в 1,65 раза больше химического количества калия. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится при взаимодействии этого сплава массой 50 г с водой.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2.$$

§ 43. Ряд активности металлов. Взаимодействие металлов с растворами кислот

Как вы уже знаете, в атомах большинства металлов на внешних энергетических уровнях содержится небольшое число электронов. Поскольку они слабо притягиваются к атомным ядрам, атомы металлов «отдают» эти электроны другим атомам и превращаются в положительно заряженные ионы (катионы), например:

$$K^0 - 1e^- \rightarrow K^{1+}; \qquad Mg^0 - 2e^- \rightarrow Mg^{2+}; \qquad Fe^0 - 3e^- \rightarrow Fe^{3+}.$$

Как известно, процесс отдачи электронов называется *окислением*, а атомы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. Поэтому можно сказать, что в ходе химических реакций металлы окисляются, проявляя свойства восстановителей.

Поскольку атомы металлов различаются между собой числом электронов на внешних энергетических уровнях и размерами, простые вещества металлы обладают разными восстановительными свойствами и, следовательно, разной химической активностью. Но как можно, не проводя химический эксперимент, определить, какой металл более активен, а какой — менее? На основании чего можно сравнивать активность разных металлов? Если речь идет о реакциях, протекающих в водных растворах, то химическая активность металлов определяется их положением в особом ряду, который называется *рядом активности металлов*.

Ряд активности металлов

Из курса химии 7-го класса вы помните, что все металлы по их способности вытеснять водород из растворов кислот делятся на две группы. К первой относятся те металлы, которые замещают водород в кислотах. Это, например, **Mg, Al, Zn, Fe, Sn**. Металлы второй группы, например **Cu, Hg, Au**, не вытесняют водород из кислот. Если металлы расположить в ряд по убыванию их способности вытеснять водород из растворов кислот, получится так называемый ряд активности металлов или вытеснительный ряд металлов:

$$K\ Ba\ Ca\ Na\ Mg\ Al\ Zn\ Fe\ Ni\ Sn\ Pb\ (H_2)\ Cu\ Hg\ Ag\ Pt\ Au$$

В записанной последовательности металлы двух групп условно разделены формулой простого вещества водорода H_2.

Способность металлов вытеснять водород из кислот является проявлением их восстановительных свойств: чем выше активность металла в реакциях с кислотами, тем сильнее его восстановительные свойства. Соответственно, чем ниже активность металла, тем слабее его восстановительные свойства. Поскольку в ряду активности слева направо снижается способность металлов вытеснять водород, то их восстановительные свойства в этом направлении ослабевают. Таким образом, *ряд активности представляет собой последовательность металлов, в которой их восстановительные свойства в направлении слева направо ослабевают.*

Исходя из положения металлов в ряду активности, можно не только сравнить их восстановительные свойства, но и определить возможность взаимодействия в водных растворах с кислотами или с солями других металлов.

Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами

Вы уже знаете, что реакции металлов с кислотами относятся к реакциям *замещения* или *вытеснения*. Способность металлов замещать водород в кислотах определяется их положением в ряду активности.

- *Металлы, расположенные в ряду активности левее водорода, вытесняют его из водных растворов серной, соляной, фосфорной и некоторых других кислот* (*кроме азотной*). *При этом, чем левее расположен металл в ряду активности, тем сильнее его восстановительные свойства и тем энергичнее (быстрее, активнее) он реагирует с кислотами.*
- *Металлы, расположенные в ряду активности правее водорода, не вытесняют его из водных растворов указанных кислот.*

Необходимо помнить, что самые активные из металлов — щелочные металлы, например **Na** и **K**, с растворами кислот реагируют чрезвычайно бурно. Такие реакции обычно сопровождаются воспламенением, взрывом и поэтому представляют большую опасность.

В результате реакций металлов с кислотами образуются сложные вещества — соли и выделяется газообразное простое вещество водород. В ходе таких реакций происходит переход электронов от атомов металлов к катионам водорода (H^+), содержащимся в растворах кислот, в результате чего изменяются степени окисления элементов, например:

$$\overset{0}{Mg} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+2}{Mg}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow; \quad (2e^-: Mg \rightarrow H)$$

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} = \overset{+3}{Al_2}(\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4})_3 + 3\overset{0}{H_2}\uparrow. \quad (2 \cdot 3e^-: Al \rightarrow H)$$

Следовательно, реакции металлов с кислотами относятся к окислительно-восстановительным процессам. Атомы металлов, отдающие электроны, являются восстановителями, в ходе реакции они окисляются:

$$\underset{\text{восстановитель}}{Me^0} - \underset{\text{окисление}}{ne^-} \rightarrow \underset{\text{продукт окисления восстановителя}}{Me^{n+}}.$$

В то же время катионы водорода, принимающие электроны, являются окислителями и в ходе реакции восстанавливаются:

$$\underset{\text{окислитель}}{H^+} + \underset{\text{восстановление}}{1e^-} \rightarrow \underset{\text{продукт восстановления окислителя}}{\overset{0}{H}}.$$

Некоторые металлы проявляют разные степени окисления. Например, для железа их значения равны +2; +3; +6. Если эти металлы вытесняют водород из кислот, то в образующихся солях они всегда находятся в самой низкой степени окисления. Для железа она равна +2:

$$Fe + H_2SO_4 = \overset{+2}{Fe}SO_4 + H_2\uparrow.$$

Лабораторный опыт 6

Взаимодействие металлов с растворами кислот

Умение исследовать и сравнивать активность металлов по отношению к растворам кислот является важным не только в процессе изучения химии, но и в жизни для распознавания металлов, определения возможности их практического использования.

В две пробирки осторожно налейте разбавленную хлороводородную (или серную) кислоту объемом примерно 2 $см^3$. В первую пробирку опустите одну гранулу цинка, во вторую — кусочек медной проволоки.

Наблюдайте за изменениями, происходящими в пробирках. Сравните химическую активность металлов. Составьте уравнение химической реакции, укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод об активности данных металлов в реакции с кислотами.

В химических реакциях простые вещества металлы окисляются, выступая в качестве восстановителей.

Активность простых веществ — металлов — определяется их положением в ряду активности металлов.

Ряд активности металлов — это последовательность металлов, в которой в направлении слева направо их восстановительные свойства ослабевают.

Простые вещества металлы, стоящие в ряду активности левее водорода, вытесняют его из растворов кислот (кроме азотной).

Реакции металлов с кислотами являются окислительно-восстановительными.

Вопросы и задания

1. Почему металлы различаются между собой по химической активности? Как она связана с их восстановительными свойствами?
2. Что представляет собой ряд активности металлов? Как восстановительные свойства металлов, проявляемые в водных растворах, связаны с их положением в ряду активности?
3. Как по положению металла в ряду активности можно определить его способность вытеснять водород из водных растворов кислот?
4. У какого из двух металлов восстановительные свойства в водных растворах выражены сильнее: а) Mg и Ni; б) Hg и Fe; в) Pb и Na; г) Au и Ag?
5. Представьте, что у вас есть смесь порошкообразных цинка, железа и золота, а также все необходимые реактивы. Предложите способ выделения золота из этой смеси.
6. Напишите уравнения реакций: а) магния с соляной кислотой; б) цинка с серной кислотой; в) алюминия с фосфорной кислотой. Для каждой реакции укажите вещество-восстановитель и вещество-окислитель, покажите переход электронов между ними.
7. Для полного растворения алюминия понадобилась соляная кислота массой 203 г с массовой долей HCl, равной 18 %. Рассчитайте массу прореагировавшего алюминия и объем (н. у.) выделившегося водорода.
8. Масса раствора серной кислоты составляла 150 г. В этот раствор внесли железо массой 22,4 г, которое полностью растворилось. Чему равна масса раствора после окончания реакции?

Готовимся к олимпиадам

В приключенческом романе Ж. Верна «Пять недель на воздушном шаре» описываются приключения доктора Самуэля Фергюсона со слугой Джо и другом Диком Кеннеди во время их путешествия по Африке на воздушном шаре. Объем

этого наполненного водородом шара составлял примерно 2550 м^3 (н. у.). Путешественники добывали водород путем взаимодействия железа с разбавленной серной кислотой. Рассчитайте массы указанных веществ, использованных для получения нужного объема водорода.

§ 44. Взаимодействие металлов с неметаллами

Поскольку восстановители всегда реагируют с окислителями, все химические превращения простых веществ металлов являются *окислительно-восстановительными*. Они относятся к реакциям двух типов — соединения и замещения. К реакциям соединения относятся реакции металлов с некоторыми неметаллами.

Взаимодействие металлов с неметаллами

Практически все металлы, кроме золота **Au** и платины **Pt**, в определенных условиях реагируют с кислородом, образуя соответствующие *оксиды металлов*.

Активные щелочные и щёлочноземельные металлы даже при комнатной температуре быстро и энергично, с выделением теплоты, соединяются с кислородом, например:

$$4\overset{0}{Li} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+1}{Li_2}\overset{-2}{O}; \quad 4 \cdot 1e^- \qquad 2\overset{0}{Ca} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}. \quad 2 \cdot 2e^-$$

Из-за легкой окисляемости щелочные и щёлочноземельные металлы хранят обычно под слоем минерального масла или керосина, которые препятствуют контакту металлов с кислородом воздуха (рис. 126).

Менее активные металлы (магний, алюминий, цинк, железо и др.) также реагируют с кислородом с образованием оксидов:

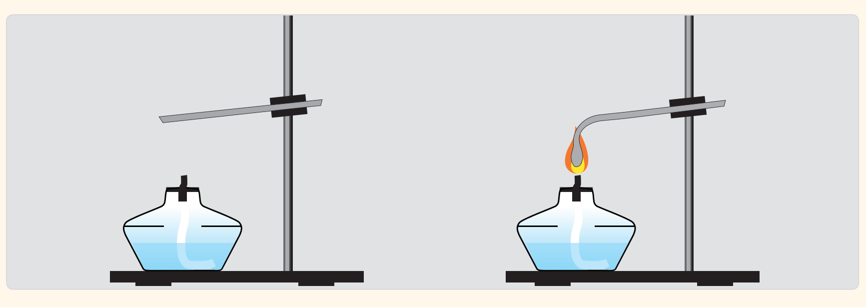
$$2Mg + O_2 = 2MgO; \qquad 4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3;$$

$$3Fe + 2O_2 = FeO \cdot Fe_2O_3.$$

При комнатной температуре поверхности этих металлов покрыты тонкими и прочными *оксидными пленками*, которые предохраняют их от дальнейшего окисления. Именно из-за образования оксидных пленок металлы частично или полностью утрачивают блеск.

Рис. 126. Литий в минеральном масле

Если алюминиевую проволоку внести в пламя, через некоторое время на ее конце образуется утолщение в виде «капельки». При нагревании алюминий плавится, стекает вниз и собирается в «мешочке» из тонкой и прочной оксидной пленки.



При сжигании таких металлов в кислороде оксидные пленки уже не защищают металлы от дальнейшего окисления, и они полностью превращаются в оксиды.

Медь окисляется кислородом при нагревании, превращаясь в черный оксид **CuO**:

$$2\overset{0}{Cu} + \overset{0}{O}_2 = 2\overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O}.$$

$$2 \cdot 2e^-$$

Металлы реагируют также с неметаллом *серой*, образуя *сульфиды* — соли сероводородной кислоты. Одна из таких реакций вам уже знакома:

$$Fe + S = FeS.$$

С серой соединяются и многие другие металлы, например алюминий. Если его порошок смешать с порошком серы и полученную смесь поджечь, протекает бурная реакция, сопровождающаяся очень яркой вспышкой (рис. 127):

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{S} = \overset{+3}{Al}_2\overset{-2}{S}_3.$$

$$2 \cdot 3e^-$$

В результате этой реакции образуется соль Al_2S_3 — сульфид алюминия.

Рис. 127. Реакция алюминия с серой

Рис. 128. Горение натрия в хлоре

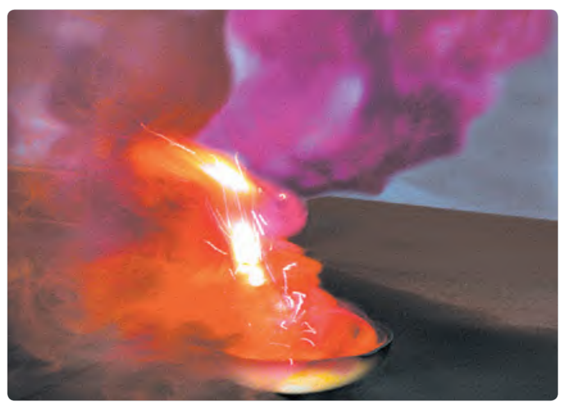


Рис. 129. Реакция алюминия с иодом

Большинство металлов взаимодействуют также с галогенами — фтором, хлором, бромом и иодом. При этом образуются соответствующие *галогениды* (фториды, хлориды, бромиды и иодиды) металлов, являющиеся солями галогеноводородных кислот. Например, если в колбу с хлором внести кусочек нагретого натрия, он воспламеняется и горит ярко-желтым пламенем (рис. 128), превращаясь в соль хлорид натрия:

$$\mathbf{2Na + Cl_2 = 2NaCl.}$$

Многие металлы активно соединяются и с другим простым веществом из группы галогенов — иодом. Если к смеси порошкообразных алюминия и иода добавить в качестве катализатора одну каплю воды, начинается бурная реакция (рис. 129), сопровождающаяся воспламенением и выделением фиолетового дыма:

$$\mathbf{2Al + 3I_2 = 2AlI_3.}$$

Продуктом этой реакции является соль $\mathbf{AlI_3}$ — иодид алюминия.

Металлы могут соединяться и с другими неметаллами, например с азотом, фосфором, углеродом, водородом. С этими процессами вы познакомитесь позже.

Простые вещества металлы вступают в реакции соединения с неметаллами — кислородом, серой, галогенами и др.

Вопросы и задания

1. Почему для простых веществ металлов характерны восстановительные свойства? В реакциях с какими неметаллами они проявляются?
2. Почему при комнатной температуре алюминий и магний не превращаются полностью в соответствующие оксиды? Как нужно изменить условия, чтобы эти превращения осуществились?
3. Какие простые вещества надо взять для получения оксида магния, сульфида цинка, иодида кальция, бромида алюминия? Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Для изготовления бенгальских огней используют смесь порошков магния и железа, в которой массовая доля последнего составляет 6 %. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания такой смеси массой 100 г.
5. Рассчитайте массу алюминия и объем (н. у.) хлора, необходимых для получения хлорида аллюминия массой 5 кг.
6. Рассчитайте химические количества алюминия и иода, при соединении которых образуется сложное вещество массой 81,6 г.
7. Рассчитайте, во сколько раз масса железа меньше массы продукта его горения в кислороде.
8. Порцию магния разделили на две равные части. Первую часть сожгли в кислороде и получили твердое вещество массой 4 г. Вторую часть магния сожгли в хлоре. Чему равна масса образовавшегося при этом хлорида?

Готовимся к олимпиадам

1. Неизвестный металл массой 13 г полностью прореагировал с бромом, в результате чего образовалось сложное вещество массой 45 г. Определите этот металл, если известно, что в своих соединениях он проявляет валентность, равную двум.

2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH.$$

§ 45. Взаимодействие металлов с водой и растворами солей других металлов

Восстановительные свойства металлов проявляются также в их реакциях с водой и с растворами солей других металлов.

Взаимодействие металлов с водой

Способность металлов реагировать с водой определяется их положением в ряду активности:

• *Металлы, расположенные в ряду активности **левее** водорода, способны вытеснять его из воды. При этом металлы от **Li** до **Al** реагируют с водой при комнатной температуре, а металлы от **Zn** до **Pb** — при нагревании.*

• *Металлы, расположенные в ряду активности **правее** водорода, не реагируют с водой ни при каких условиях.*

Наиболее активные из металлов — щелочные **(Na, K)** и щёлочноземельные **(Ca, Ba)** реагируют с водой при комнатной температуре с образованием оснований и водорода.

Проведем эксперимент. В сосуд с водой добавим несколько капель раствора фенолфталеина и поместим небольшой кусочек натрия (рис. 130). Он сразу же энергично, с шипением, реагирует с водой и превращается в расплавленный шарик, который быстро перемещается по ее поверхности. Его «подталкивают» пузырьки водорода, интенсивно образующиеся в месте контакта металла с водой. Жидкость в сосуде окрашивается в малиновый цвет, что свидетельствует об образовании щёлочи — растворимого основания:

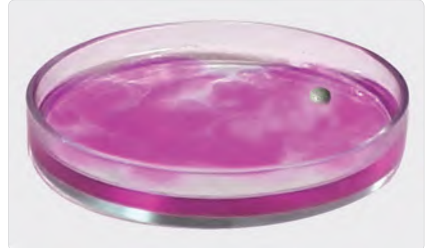


Рис. 130. Взаимодействие натрия с водой

$$2\overset{0}{\mathrm{Na}} + 2\overset{+1}{\mathrm{H}}\mathrm{OH} = 2\overset{+1}{\mathrm{Na}}\mathrm{OH} + \overset{0}{\mathrm{H}}_2.$$

$$\mathrm{Na} \xrightarrow{2 \cdot 1e^-} \mathrm{H}$$

В этом уравнении для лучшего понимания сути процесса формула молекулы воды записана в виде **HOH**. Один из двух ее атомов водорода принимает электрон от натрия и переходит в $\mathbf{H_2}$, а другой остается в группе **OH**, которая соединяется с металлом. В данной окислительно-восстановительной реакции натрий отдает электроны и является восстановителем, а вода принимает электроны и выступает в качестве окислителя.

Несколько менее энергично с водой реагирует кальций:

$$\mathrm{Ca} + 2\mathrm{HOH} = \mathrm{Ca(OH)_2} + \mathrm{H_2}\uparrow.$$

Поскольку алюминий покрыт прочной оксидной пленкой, она препятствует реакции металла с водой. Но если эту пленку разрушить,

Рис. 131. Взаимодействие алюминия с водой

алюминий при комнатной температуре достаточно энергично вытесняет из воды водород (рис. 131):

$$2\overset{0}{\mathrm{Al}} + 6\overset{+1}{\mathrm{H}}\mathrm{OH} = 2\overset{+3}{\mathrm{Al}}(\mathrm{OH})_3 + 3\overset{0}{\mathrm{H}}_2\uparrow.$$

$$2 \cdot 3e^-$$

Менее активные металлы, стоящие в ряду активности левее водорода (от **Zn** до **Pb**), реагируют с водой только при высокой температуре с образованием оксидов металлов и водорода. Например, при пропускании водяного пара над раскаленным цинком протекает реакция:

$$\mathrm{Zn} + \mathrm{H_2O} \overset{t}{=} \mathrm{ZnO} + \mathrm{H_2}\uparrow.$$

Взаимодействие металлов с растворами солей других металлов

Как вы уже знаете, металлы вступают в реакции замещения с солями других металлов. При этом всегда *более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли правее расположенный менее активный металл* (***от Zn до Au***). Такие реакции протекают при погружении более активного металла в водный раствор соли менее активного металла. При этом вытесненный из соли менее активный металл осаждается на поверхности более активного металла. Примером таких окислительно-восстановительных процессов является знакомая вам реакция «серебрения монеты», которая проходит между медью и нитратом ртути(II):

$$\overset{0}{\mathrm{Cu}} + \overset{+2}{\mathrm{Hg}}(\mathrm{NO_3})_2 = \overset{+2}{\mathrm{Cu}}(\mathrm{NO_3})_2 + \overset{0}{\mathrm{Hg}}\downarrow.$$

$$1 \cdot 2e^-$$

В этой реакции простое вещество медь выступает в роли *восстановителя*. Атомы меди *отдают* электроны и превращаются в катионы меди:

$$\mathrm{Cu^0} - 2e^- = \mathrm{Cu^{2+}}.$$

Нитрат ртути(II) является *окислителем*. Содержащиеся в нем ионы ртути *принимают* электроны и превращаются в атомы ртути:

$$\mathrm{Hg^{2+}} + 2\mathrm{e}^- = \mathrm{Hg^0}.$$

Обратите внимание!

Если более активным металлом является щелочной или щёлочноземельный металл, то в реакциях данного типа он одновременно реагирует и с солью менее активного металла, и с водой, содержащейся в ее растворе. При этом образуется сложная смесь продуктов.

Лабораторный опыт 7

Взаимодействие металлов с растворами солей

Химическая активность металлов проявляется в их способности реагировать не только с кислотами, но и с солями других металлов. Знание сути реакций металлов с солями и умение их исследовать позволяют грамотно использовать эти вещества в быту, промышленности, в лабораторной практике.

В одной из двух пробирок находится раствор сульфата меди(II), в другой — раствор сульфата алюминия. В каждую из них внесите по одному кусочку тщательно зачищенной железной проволоки (по одной канцелярской кнопке или скрепке). Через 1—2 мин извлеките их из пробирок и внимательно рассмотрите. Опишите наблюдаемые явления.

В обеих ли пробирках происходит химическая реакция? Какой вывод о сравнительной активности алюминия, железа и меди можно сделать на основании результатов выполненного вами опыта? Составьте уравнение химической реакции.

Реакции металлов с солями можно осуществить, не приводя металл в соприкосновение с раствором. Например, в *гальваническом элементе* процессы окисления и восстановления пространственно разделены (т. е. осуществляются в разных сосудах) и протекают на соответствующих *электродах*, которые соединены между собой. Эта химическая реакция приводит к появлению электрического тока. Поэтому гальванические элементы являются *химическими источниками тока*. В качестве химических источников тока используются также батареи гальванических элементов (в быту — батарейки) и аккумуляторы. С работой всех этих устройств вы познакомитесь в старших классах.

Аккумуляторы

Батарейки

Простые вещества металлы вступают в химические реакции с водой и растворами солей других металлов.

Способность металлов вступать в реакции определяется их положением в ряду активности.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте положение в ряду активности тех металлов, которые: а) реагируют с водой при комнатной температуре; б) реагируют с водой при сильном нагревании; в) не реагируют с водой ни при каких условиях. Напишите по 2—3 примера уравнений соответствующих реакций.
2. Как положение металла в ряду активности связано с его способностью вытеснять другие металлы из их солей в водных растворах?
3. Почему активные щелочные и щёлочноземельные металлы не рекомендуется использовать для вытеснения менее активных металлов из их солей в водных растворах? Составьте уравнения реакций, которые будут протекать при погружении кусочка натрия в водный раствор хлорида меди(II).
4. Для защиты растений от заболевания фитофторозом их обрабатывают бордосской жидкостью, в состав которой входит раствор сульфата меди(II). Можно ли готовить и хранить эту жидкость в железном ведре? Дайте обоснованный ответ. Составьте уравнение возможной реакции.
5. Кальций химическим количеством 0,5 моль полностью прореагировал с водой. Рассчитайте массу образовавшегося основания и объем (н. у.) выделившегося газа.
6. В сплаве натрия с калием их массовые доли одинаковы. Рассчитайте массу воды, которая прореагирует с указанным сплавом массой 10 г.
7. Из раствора соли меди(II) магний вытеснил медь массой 12,8 г. Рассчитайте химическое количество прореагировавшего магния.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn \rightarrow ZnCl_2.$$

Домашний эксперимент

Ржавление железа. На следующем уроке мы будем рассматривать, как внешние условия влияют на процесс ржавления железа. Возьмите три небольших железных гвоздика и тщательно очистите их поверхность губкой с мылом, затем протрите сухой тканью. Вымойте и высушите три небольшие стеклянные или пластиковые емкости с пробками (можно из-под лекарств). В каждую из них опустите по одному гвоздику. Первую

емкость закройте пробкой. Во вторую и третью емкости до половины их объема налейте водопроводную воду. Вторую емкость закройте пробкой, а в третью добавьте еще немного (на кончике ножа) поваренной соли и также закройте пробкой. Через 3—4 дня проверьте, какие изменения произошли с гвоздиками. Расскажите о результатах исследования на уроке, продемонстрируйте их.

§ 46. Коррозия металлов. Защита от коррозии

Под действием кислорода и воды, а также других веществ, содержащихся в окружающей среде, изделия из металлов и сплавов постепенно разрушаются или, как говорят, *корродируют*, подвергаются *коррозии* (от лат. *corrosio* — разъедание).

! **Коррозия — это разрушение металлов и сплавов под действием веществ из окружающей среды.**

В основе коррозии лежат окислительно-восстановительные реакции, в которых металлы играют роль восстановителей, а компоненты окружающей среды (кислород, вода и др.) — роль окислителей. В результате этих реакций металлы превращаются в различные сложные вещества — оксиды, гидроксиды, соли. Например, изготовленные из железа лопатки газовых турбин, сопла ракетных двигателей, колосники, арматура печей при высоких температурах постепенно разрушаются из-за окисления:

$$3Fe + 2O_2 \overset{t}{=} FeO \cdot Fe_2O_3 \text{ (или } Fe_3O_4\text{)}.$$

Образующаяся на их поверхности рыхлая пленка *железной окалины* Fe_3O_4 отшелушивается, не защищая металл от дальнейшего окисления.

Если железные изделия длительное время контактируют с влажным воздухом (или с водой в присутствии воздуха), они постепенно разрушаются, покрываясь бурой *ржавчиной* (рис. 132). Ее состав можно условно выразить формулой $Fe(OH)_3$:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3.$$

Ржавчина, так же, как и железная окалина, не защищает металл от дальнейшего окисления. Этот вид коррозии железа, называемый

Рис. 132. Ржавчина на железном изделии

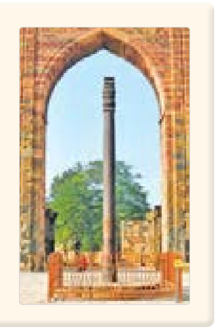
Рис. 133. Патина на скульптуре из бронзы

ржавлением, хорошо знаком нам из повседневной жизни. Автомобили и сельскохозяйственная техника, литье из чугуна и стальная проволока, железные замки и гвозди, топоры, молотки и другие предметы быта ржавеют и приходят в негодность от воздействия влаги и воздуха.

Изделия из железа разрушаются также под воздействием кислотных дождей. Коррозии подвергаются не только железо и его сплавы, но и другие металлы. Так, под действием воздуха, водяного пара и углекислого газа постепенно корродируют медь и ее сплавы (например, бронза). В результате коррозии на их поверхности образуется па́тина — слой вещества зеленого цвета (рис. 133). Его состав условно можно выразить формулой $\mathbf{(CuOH)_2CO_3}$. Этот слой достаточно рыхлый и не защищает изделия от дальнейшего разрушения.

Скорость коррозии металлов зависит от ряда факторов. Это, во-первых, внешние условия — температура и влажность воздуха. Чем они выше, тем быстрее корродирует металл. Во-вторых, это наличие в металле различных неоднородностей — примесей, участков с разной плотностью. Чем меньше в металле примесей, тем медленнее он корродирует.

В Индии возле города Дели находится знаменитая Кутубская колонна высотой 7,3 м и массой 6,5 т, изготовленная из железа. Несмотря на то что колонне почти 1700 лет, она сохранилась в хорошем состоянии, на ней почти нет ржавчины. Согласно одной из гипотез долговечность и коррозионная устойчивость колонны объясняются низкой влажностью воздуха и очень малым количеством различных примесей в железе, из которого она сделана.



Коррозия при контакте двух металлов

Проведем небольшой эксперимент. Возьмем два стаканчика с водой и в каждый из них поместим по одной железной и по одной оловянной пластинке. Сделаем это так, чтобы в первом стаканчике металлы не контактировали между собой, а во втором — наоборот, соприкасались друг с

другом (рис. 134). Для ускорения коррозии металлов в стаканчики добавим по небольшой щепотке поваренной соли.

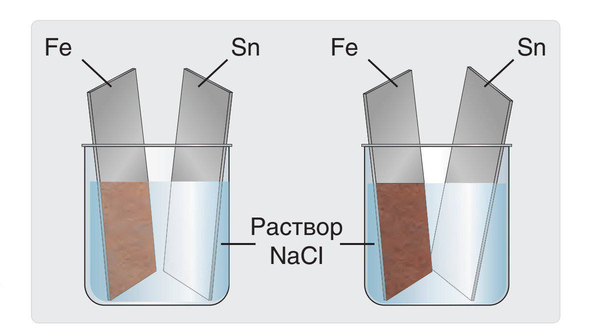


Рис. 134. Коррозия при контакте двух металлов

Через некоторое время мы увидим, что в первом стаканчике оба металла, не контактировавшие друг с другом, подверглись коррозии: железная пластинка покрылась бурым, а оловянная — белым налетом. В то же время во втором стаканчике, в котором металлы соприкасались, коррозии подверглось только железо, причем намного сильнее, чем в первом. Оловянная пластинка при этом практически не изменилась.

Если повторить этот же эксперимент, но в каждый стаканчик вместе с железной опустить цинковую пластинку, то в первом из них результат будет тем же — оба металла, не контактировавшие друг с другом, подвергнутся коррозии. Зато во втором стаканчике сильно прокорродирует только один — цинк.

Для подведения итогов эксперимента сравним активность использованных металлов, исходя из их положения в ряду активности. Самым активным из них является цинк, менее активным — железо, и самым неактивным — олово. Учитывая это и принимая во внимание результаты опытов, сделаем выводы:

- *Если два металла не соприкасаются в водной среде, то коррозии подвергается каждый из них.*
- *Если два металла соприкасаются в водной среде, то корродирует только один — более активный металл (в первом опыте — железо, во втором — цинк).*

Таким образом, в водной среде коррозия металла усиливается при его соприкосновении с менее активным и замедляется при его контакте с более активным металлом.

Защита металлов от коррозии

Материальные потери, связанные с коррозией изделий из металлов, огромны. Ежегодно коррозии подвергается примерно четвертая часть всего выплавляемого в мире железа. Для защиты металлов от коррозии применяют разнообразные методы.

Рис. 135. Эмалированные изделия

Наиболее распространенный из них — нанесение на поверхность металлов различных покрытий. К **неметаллическим покрытиям** относятся эмали (ими покрыты эмалированные ванны, кастрюли, электро- и газовые плиты) (рис. 135), лаки, краски (ими покрывают кузова автомобилей, речных и морских судов), специальные смазки и масла.

В 1617 г. в Англии был выдан патент на изобретение защиты рыцарских доспехов (кольчуг и лат) от коррозии с помощью специального масла.

Металлические покрытия представляют собой тонкие слои (пленки) металлов — никеля, хрома, олова, цинка и др. Нанесение покрытий из никеля (*никелирование*) и хрома (*хромирование*) на металлические изделия служит как для защиты от коррозии, так и для придания характерного серебристого блеска (рис. 136).

Нанесение слоя олова называется *лужением*, а металлы, покрытые оловом, — *лужёными* металлами. Железо, покрытое слоем олова, называют *луженым* железом, а с нанесенным слоем цинка — *оцинкованным*

Никелированные изделия

Изделия из оцинкованного железа

Цинковые накладки на корпусе корабля

Рис. 136. Металлические покрытия

железом. Поскольку по сравнению с железом олово — менее активный металл, во влажном воздухе при нарушении целостности оловянного покрытия разрушается находящееся под ним более активное железо. В этом случае слой олова слабо защищает железо от коррозии. Луженое железо применяют в основном для изготовления изделий, в которых вероятность механического повреждения оловянного покрытия исключается (различного рода емкости в пищевой индустрии). Что касается цинка, то он более активен, чем железо. Поэтому при нарушении целостности цинкового покрытия на железном изделии в первую очередь разрушается более активный цинк, т. е. само покрытие, и пока оно не разрушится полностью, железо остается целым. Из оцинкованного железа изготавливают ведра, водосточные трубы, проволоку для морских канатов, кровельную жесть и другие изделия (см. рис. 136).

Иногда для защиты металлов от коррозии их обрабатывают **специальными реагентами**. В результате химических реакций на поверхности металлов образуется тонкая, но прочная пленка продукта реакции, защищающая металл от коррозии. Это происходит, например, при обработке поверхности железа концентрированной фосфорной кислотой (*фосфатирование железа*).

Часто металлы защищают от коррозии, создавая на их поверхности оксидные пленки. Процесс их нанесения называется **оксидированием металлов**. Разновидностью оксидирования является *воронение* стали, при котором ее поверхность обрабатывается в специальных условиях различными окислителями. В зависимости от толщины образующаяся оксидная пленка может иметь желтую, коричневую, вишневую, фиолетовую, синюю, серую или черную окраску.

Эффективным способом борьбы с коррозией является **использование протекторной защиты**. Она основана на том, что при контакте двух металлов коррозии подвергается более активный из них, называемый п р о т е к т о р о м. Например, для защиты стальных корпусов кораблей к ним прикрепляют накладки более активных, чем железо, магния или цинка (см. рис. 136, справа). Ведь при контакте с железом в морской воде они разрушаются в первую очередь, а корпус корабля остается целым.

Для защиты металлов от разрушения используют **ингибиторы коррозии**. Так называются вещества, замедляющие разрушение металлов. Их добавляют, например, в воду или в растворы, с которыми контактирует тот или иной металл. Например, ингибиторами коррозии железа являются хроматы, нитриты, силикаты натрия и калия, соли органических кислот.

Еще один важный способ защиты металлов от коррозии называется **легированием** (от нем. *legieren* — сплавлять). Он заключается в том, что в металл вводят определенные количества других металлов, т. е. получают сплавы, устойчивые к коррозии. К ним относится, например, нержавеющая сталь, содержащая до 18 % хрома и до 10 % никеля.

Коррозия — это разрушение металлов и их сплавов под действием окружающей среды.

В основе коррозии металлов и сплавов лежат окислительно-восстановительные реакции, в которых атомы металлов играют роль восстановителей, а компоненты окружающей среды — роль окислителей.

Коррозия металла во влажной среде резко усиливается при соприкосновении его с менее активным металлом и замедляется, если металл соприкасается с более активным металлом.

Для защиты металлов от коррозии используют разные методы: нанесение защитных покрытий, использование ингибиторов, легирование.

? Вопросы и задания

1. Что представляет собой коррозия металлов? Какие вещества окружающей среды вызывают коррозию?
2. Какие реакции лежат в основе коррозии металлов? Какую роль в этих процессах играют металлы?
3. Вещества каких классов могут быть продуктами коррозии? Что представляет собой и в каких условиях образуется железная окалина? Ржавчина? Патина?
4. При контакте железа с каким из металлов — серебром или магнием — железо будет корродировать медленнее? Приведите примеры других металлов, в контакте с которыми коррозия железа будет замедляться.
5. Почему в прежние времена, когда в стоматологии широко использовались металлические зубные коронки, врачи не рекомендовали ставить золотую коронку рядом со стальной?
6. Перечислите и кратко охарактеризуйте важнейшие способы защиты металлов от коррозии. Что представляет собой луженое железо? Какие изделия из никелированного или хромированного железа встречаются в повседневной жизни?

7. Вулкан Килауэа, извергавшийся в мае 2018 г. на Гавайях, выбросил в воздух огромное количество сернистого газа SO_2. Это стало причиной кислотных дождей с небывало высоким содержанием серной кислоты. Ее массовая доля в одном из образцов дождевой воды, выпавшей недалеко от вулкана, составила 0,18 %. Рассчитайте массу железа, которое может раствориться в такой дождевой воде массой 10 кг.

Готовимся к олимпиадам

1. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $NaHCO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow O_2 \rightarrow NO_2$;

б) $KMnO_4 \rightarrow O_2 \rightarrow Fe_3O_4 \rightarrow Fe \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2$.

2. Печной колосник (железная решетка для прохода воздуха под дровами) в результате длительного использования покрылся слоем окалины. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, прореагировавшего с железом, если масса прокорродировавшего колосника равна 2,65 кг, а массовая доля содержащейся на нем окалины составляет 8 %.

§ 47. Соединения металлов. Оксиды и гидроксиды

В результате взаимодействия металлов с простыми и сложными веществами образуются соединения разных классов. Это, например, оксиды, гидроксиды, соли и некоторые другие вещества.

Оксиды металлов

Практически все металлы образуют оксиды. Их состав выражается общей формулой $\overset{+x}{Me_2}\overset{-2}{O_x}$, где **Me** — обозначение металла в общем виде. Степень окисления металлов в оксидах изменяется в интервале от +1 до +8, например:

$$\overset{+1}{Li_2}\overset{-2}{O},\ \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O},\ \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3},\ \overset{+4}{Ti}\overset{-2}{O_2},\ \overset{+5}{V_2}\overset{-2}{O_5},\ \overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_3},\ \overset{+7}{Mn_2}\overset{-2}{O_7},\ \overset{+8}{Os}\overset{-2}{O_4}.$$

Состав, строение, физические свойства. Большинство оксидов металлов — вещества немолекулярного строения. Они представляют собой твердые тугоплавкие вещества.

Многие оксиды металлов имеют окраску (рис. 137).

Рис. 137. Окраска оксидов некоторых металлов

Получение. Оксиды металлов (кроме **Au, Pt** и некоторых других) образуются при взаимодействии металлов с кислородом, например:

$$2Mg + O_2 = 2MgO; \qquad 4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3.$$

Их также можно получить при термическом разложении некоторых оснований или солей:

$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O; \qquad CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow.$$

Химические свойства. Оксиды металлов подразделяются на *осно́вные* (**Li_2O, K_2O, MgO, CaO, FeO**) и *амфотерные* (**ZnO, Al_2O_3, Fe_2O_3**).

Осно́вные оксиды реагируют с кислотами и с кислотными оксидами с образованием солей, например:

$$K_2O + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2O; \qquad MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O;$$

$$Li_2O + CO_2 = Li_2CO_3; \qquad CaO + SO_3 = CaSO_4.$$

Осно́вные оксиды щелочных и щёлочноземельных металлов реагируют с водой, образуя растворимые основания (щёлочи):

$$K_2O + H_2O = 2KOH; \qquad CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Амфотерные оксиды проявляют двойственность свойств. Подобно осно́вным оксидам, они реагируют с кислотами и кислотными оксидами, а подобно кислотным — со щелочами и осно́вными оксидами (при сплавлении):

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O; \qquad Al_2O_3 + P_2O_5 = 2AlPO_4;$$

$$ZnO + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2O; \qquad ZnO + CaO = CaZnO_2.$$

Амфотерные оксиды с водой не реагируют.

Применение. Многие оксиды металлов находят широкое практическое применение. Например, из оксидов железа(III) **F_2O_3** и алюминия **Al_2O_3** в промышленности получают соответствующие металлы. Оксид алюминия применяют также для изготовления искусственных драгоценных камней — рубина и сапфира (рис. 138). Мелкие кристаллы этого оксида используются в производстве наждачной бумаги. Оксид свинца(II) **PbO** находит применение при изготовлении хрустального стекла, полудрагоценных камней и украшений (кристаллы Сваровски) (см. рис. 138).

Оксид кальция **CaO** (негашеная известь) применяется в производстве различных строительных материалов.

Рубин Сапфир Кристаллы Сваровски

Рис. 138. Искусственные драгоценные камни

Оксиды некоторых металлов находят применение в производстве красок и цветных стекол. Например, оксиды **ZnO** и **TiO_2** входят в состав краски белого, **Cr_2O_3** — зеленого, **Fe_2O_3** — коричневого цвета. Оксиды ряда металлов придают стеклу различную окраску: **CoO** — синюю, **CuO** — бирюзовую, **NiO** — красно-фиолетовую, **Cr_2O_3** — изумрудную, **Fe_2O_3** — коричневую, **MnO_2** — фиолетовую.

Гидроксиды металлов

Как вы уже знаете, гидроксиды — это *гидраты оксидов*, т. е. продукты взаимодействия оксидов с водой. Хотя не все оксиды металлов реагируют с водой, почти всем им соответствуют гидроксиды:

Вещества / Свойства	Оксиды металлов	Гидроксиды металлов
Осно́вные	**Li_2O; Na_2O; CaO; MgO; FeO**	**LiOH; NaOH; $Ca(OH)_2$; $Mg(OH)_2$; $Fe(OH)_2$**
Амфотерные	**ZnO; Al_2O_3; Fe_2O_3**	**$Zn(OH)_2$; $Al(OH)_3$; $Fe(OH)_3$**

Состав, строение, физические свойства. Все осно́вные и амфотерные гидроксиды — твердые вещества немолекулярного строения

Рис. 139. Окраска гидроксидов некоторых металлов

с разнообразной окраской (рис. 139). Гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов (кроме гидроксида кальция) хорошо растворимы в воде. Амфотерные гидроксиды в воде не растворяются.

Получение. *Осно́вные гидроксиды* щелочных и щёлочноземельных металлов (щёлочи) образуются при непосредственном взаимодействии соответствующих осно́вных оксидов с водой, например:

$$\mathbf{Na_2O + H_2O = 2NaOH; \qquad BaO + H_2O = Ba(OH)_2.}$$

Осно́вные гидроксиды всех других металлов получить таким способом невозможно. Они образуются при взаимодействии солей этих металлов со щелочами:

$$\mathbf{MgSO_4 + 2KOH = Mg(OH)_2\downarrow + K_2SO_4;}$$

$$\mathbf{Fe(NO_3)_2 + Ca(OH)_2 = Fe(OH)_2\downarrow + Ca(NO_3)_2.}$$

Амфотерные гидроксиды можно получить взаимодействием солей соответствующих металлов со щелочами:

$$\mathbf{ZnSO_4 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + K_2SO_4;}$$

$$\mathbf{AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl.}$$

Химические свойства. Почти все *осно́вные гидроксиды* реагируют с кислотами и с кислотными оксидами с образованием солей и воды, например:

$$\mathbf{2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O; \qquad Mg(OH)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2H_2O;}$$

$$\mathbf{2LiOH + CO_2 = Li_2CO_3 + H_2O; \qquad Ca(OH)_2 + SO_3 = CaSO_4 + H_2O.}$$

Нерастворимые в воде *осно́вные гидроксиды* металлов при нагревании разлагаются на соответствующие осно́вные оксиды и воду:

$$\mathbf{Mg(OH)_2 \overset{t}{=} MgO + H_2O; \quad Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O.}$$

Осно́вные гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов — сильные электролиты. В водных растворах они полностью диссоциируют на ионы:

$$\mathbf{KOH \rightarrow K^+ + OH^-; \qquad Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-.}$$

Среда их растворов — щелочная.

Амфотерные гидроксиды проявляют двойственность свойств. Подобно осно́вным гидроксидам, они реагируют с кислотами и кислотными оксидами:

$$\mathbf{Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O;}$$

$$\mathbf{Zn(OH)_2 + SO_3 = ZnSO_4 + H_2O.}$$

Подобно кислотным гидроксидам, амфотерные гидроксиды реагируют со щелочами и осно́вными оксидами. Так, например, при нагревании смесей гидроксида цинка с твердым NaOH или CaO протекают реакции:

$$\mathbf{Zn(OH)_2 + 2KOH \overset{t}{=} K_2ZnO_2 + H_2O;}$$

$$\mathbf{Zn(OH)_2 + CaO \overset{t}{=} CaZnO_2 + H_2O.}$$

Применение. Гидроксиды металлов находят широкое практическое применение. Щёлочи NaOH и KOH используются для очистки нефтепродуктов, в производстве мыла, искусственного шелка, бумаги, входят в состав различных средств бытовой химии. Гидроксид кальция широко используется в строительстве, в производстве сахара, для смягчения жесткой воды. Гидроксид алюминия находит применение при очистке воды, а вместе с гидроксидом магния входит в состав лекарственного препарата «Алмагель».

В результате взаимодействия металлов с простыми и сложными веществами образуются вещества разных классов, важнейшие из которых — оксиды и гидроксиды.

Оксиды и гидроксиды металлов проявляют осно́вные и амфотерные свойства.

Оксиды и гидроксиды металлов находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Какова общая формула оксидов металлов? Какие значения принимает степень окисления металлов в оксидах?
2. Перечислите важнейшие способы получения оксидов металлов. Составьте уравнения реакций получения оксида магния из металла магния, оксида меди(II) из гидроксида меди(II), оксида цинка из карбоната цинка.
3. Охарактеризуйте основные свойства оксидов металлов. Приведите примеры оксидов металлов, проявляющих основные свойства, кислотные свойства, амфотерные свойства.
4. Перечислите важнейшие химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов металлов.
5. Напишите уравнения реакций: а) оксида калия с водой; б) оксида бария с азотной кислотой; в) оксида лития с оксидом серы(VI); г) оксида цинка с серной кислотой; д) оксида алюминия с оксидом серы(VI). Назовите образующиеся вещества.
6. Перечислите важнейшие химические свойства основных и амфотерных гидроксидов металлов.
7. Напишите уравнения реакций: а) гидроксида бария с азотной кислотой; б) гидроксида калия с углекислым газом; в) разложения гидроксида железа(II) при нагревании; г) гидроксида цинка с азотной кислотой. Назовите образующиеся вещества.
8. В строительстве для побелки используются мел (карбонат кальция) и гашеная известь (гидроксид кальция) — белые порошкообразные вещества, очень похожие по внешнему виду. Как можно их различить с помощью индикаторов?

Готовимся к олимпиадам

1. В быту для удаления пригоревшего жира с кухонных плит и посуды применяют щелочные гели — густые едкие жидкости, содержащие гидроксид натрия. Использовать их следует очень осторожно, надев резиновые перчатки. Если такую жидкость оставить в открытом сосуде, она поглощает из воздуха углекислый газ и превращается в твердый карбонат натрия. Рассчитайте, какой объем (н. у.) углекислого газа может поглотить щелочной гель объемом 500 $см^3$ (ρ = 1,22 $г/см^3$), в котором массовая доля гидроксида натрия составляет 20 %.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2.$$

§ 48. Соли металлов. Качественное обнаружение ионов металлов в растворах. Жесткость воды

Наряду с оксидами и гидроксидами металлы образуют огромное количество сложных веществ, относящихся к классу солей. Вы уже имеете некоторые представления о составе и названиях этих веществ, об их важнейших свойствах. Познакомимся с ними подробнее.

Соли металлов

Несмотря на то что общее число известных солей составляет несколько десятков тысяч, для них характерно сходство по составу, строению и свойствам.

Состав, строение, физические свойства. В состав большинства солей входят катионы металлов и анионы кислотных остатков. Химические формулы солей по зарядам ионов составляются так же, как и по значениям валентности. Если в общем виде катионы металлов обозначить как $\mathbf{Me}^{y+}$, а анионы кислотных остатков — как $\mathbf{An}^{x-}$, то состав образованных ими солей можно выразить условной формулой $Me_x^{y+}An_y^{x-}$. Запишем примеры формул солей, составленных по этому принципу из катионов $\mathbf{Ca^{2+}}$, $\mathbf{Al^{3+}}$ и анионов $\mathbf{(SO_4)^{2-}}$, $\mathbf{(PO_4)^{3-}}$:

$\mathbf{Ca_1^{2+}(SO_4)_1^{2-}}$ или $\mathbf{CaSO_4}$; $\mathbf{Al_2^{3+}(SO_4)_3^{2-}}$ или $\mathbf{Al_2(SO_4)_3}$;

$\mathbf{Ca_3^{2+}(PO_4)_2^{3-}}$ или $\mathbf{Ca_3(PO_4)_2}$; $\mathbf{Al_1^{3+}(PO_4)_1^{3-}}$ или $\mathbf{AlPO_4}$.

Известны также соли, в которых роль катионов играют уже знакомые вам ионы аммония $\mathbf{(NH_4)^+}$, например $\mathbf{NH_4Cl}$, $\mathbf{(NH_4)_2SO_4}$. Со свойствами таких солей вы познакомитесь позже.

Все соли — вещества немолекулярного (ионного) строения. Для них характерны ионные кристаллические решетки. При обычных условиях соли представляют собой твердые нелетучие вещества с различной окраской (рис. 140, с. 226). По растворимости в воде они делятся на растворимые, малорастворимые и нерастворимые (см. форзац II).

Получение. С важнейшими способами получения солей вы уже знакомы. Они образуются в результате взаимодействия веществ разных классов в соответствии с таблицей 15 на странице 226. Знак «+» на пересечении граф таблицы обозначает возможность образования солей при взаимодействии веществ, указанных в этих графах.

Таблица 15. **Образование солей**

Вещества	Металлы	Основные оксиды	Основания	Соли
Неметаллы	+			
Кислотные оксиды		+	+	
Кислоты	+	+	+	+
Соли	+		+	+

Химические свойства. Практически все соли — сильные электролиты. В водных растворах они полностью диссоциируют на катионы металлов (или аммония) и анионы кислотных остатков, например:

$$K_3PO_4 \rightarrow 3K^+ + PO_4^{3-};$$

$$(NH_4)_2CO_3 \rightarrow 2NH_4^+ + CO_3^{2-}.$$

Как вы уже знаете, для солей наиболее характерны реакции замещения и обмена, а для некоторых и термического разложения. Вспомним закономерности и приведем конкретные примеры этих превращений (см. с. 227).

Рис. 140. Внешний вид некоторых солей: *1* — Na_2CrO_4, *2* — $K_2Cr_2O_7$, *3* — $NiSO_4$, *4* — $NaCl$, *5* — $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, *6* — $KMnO_4$, *7* — $CoCl_2 \cdot 6H_2O$

Реакции с металлами

Соли менее активных металлов вступают в реакции замещения с более активными металлами, например:

$$3CuCl_2 + 2Al = 3Cu\downarrow + 2AlCl_3;$$

$$2AgNO_3 + Mg = 2Ag\downarrow + Mg(NO_3)_2.$$

Реакции с кислотами

Соли более слабых кислот реагируют с более сильными кислотами. При этом в результате реакций обмена образуются новая соль и новая кислота (более слабая или неустойчивая, разлагающаяся с выделением газа), например:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S;$$

$$CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Реакции с основаниями (щелочами)

Соли вступают в реакции обмена со щелочами. При этом образуются новые соли и новые основания. Один из продуктов реакции является нерастворимым, например:

$$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3 + 3KCl\downarrow;$$

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + 2NaOH.$$

Реакции с солями

Соли реагируют с другими солями. В результате реакции обмена образуются две новые соли, одна из которых нерастворима, например:

$$MgSO_4 + BaCl_2 = MgCl_2 + BaSO_4\downarrow;$$

$$AlCl_3 + 3AgNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3AgCl\downarrow.$$

Термическое разложение

Некоторые соли при нагревании разлагаются. Как правило, такие реакции сопровождаются выделением газов, например:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow;$$

$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

Применение. Соли находят широкое практическое применение в различных сферах деятельности — в промышленности, строительстве, сельском хозяйстве, в медицине и в быту. С конкретными примерами применения солей вы познакомились ранее при изучении химии неметаллов.

Качественное обнаружение ионов металлов в растворах солей

На практике часто необходимо доказать наличие того или иного вещества в растворе. Для этого к нему нужно добавить раствор другого вещества, чтобы реакция с его участием сопровождалась видимым эффектом — образованием осадка, выделением газа или изменением цвета раствора. Такие реакции называются *качественными реакциями* на соответствующие вещества.

! Качественной реакцией на данное вещество называется реакция с его участием, сопровождающаяся образованием осадка, выделением газа или изменением цвета раствора.

Для доказательства наличия ионов металлов в растворах солей проводят качественные реакции, в ходе которых образуются осадки. Например, если к бесцветному раствору хлорида бария $\mathbf{BaCl_2}$ добавить такой же бесцветный раствор сульфата натрия $\mathbf{Na_2SO_4}$, то образуется белый осадок продукта реакции сульфата бария:

$$\mathbf{BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow;}$$
$$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.}$$

Осадок такого же состава и цвета образуется, если к раствору любой другой соли бария, например $\mathbf{Ba(NO_3)_2}$, добавить раствор сульфата любого другого металла, например $\mathbf{ZnSO_4}$:

$$\mathbf{BaCl_2 + ZnSO_4 = ZnCl_2 + BaSO_4\downarrow;}$$
$$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.}$$

Несмотря на то что в рассмотренных случаях реагируют разные вещества, реакции между ними сводятся к соединению одних и тех же ионов — $\mathbf{Ba^{2+}}$ и $\mathbf{SO_4^{2-}}$. Поэтому *раствор, содержащий сульфат-ионы, можно использовать для качественного обнаружения ионов бария, и наоборот, раствор, содержащий ионы бария, можно использовать для качественного обнаружения сульфат-ионов.*

Точно так же при смешивании растворов любых солей кальция с растворами любых карбонатов образуется осадок одного и того же состава, поскольку эти реакции сводятся к соединению одних и тех же ионов:

$$\mathbf{Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow.}$$

Следовательно, *раствор, содержащий карбонат-ионы, можно использовать для доказательства наличия ионов кальция, и наоборот, раствор, содержащий ионы кальция, можно использовать для доказательства наличия карбонат-ионов.*

Рис. 141. Образование осадка гидроксида меди

В растворах солей меди содержатся ее катионы Cu^{2+}. Для доказательства их наличия можно использовать раствор любой щёлочи, содержащий ионы OH^-. При этом образуется голубой осадок гидроксида меди(II) (рис. 141):

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow.$$

Это взаимодействие можно рассматривать как качественную реакцию на ионы меди(II).

Ионы металлов в составе солей можно определять по окрашиванию пламени газовой горелки или спиртовки. Например, все соли натрия окрашивают пламя в ярко-желтый, калия — в фиолетовый, а кальция — в кирпично-красный цвета. Соли лития и стронция придают пламени ярко-красную, а соли бария — желтовато-зеленую окраску. Соли меди окрашивают пламя в красивый сине-зеленый цвет. На свойстве ионов металлов окрашивать пламя в разные цвета основано их применение в изготовлении бенгальских огней и фейерверков.

Жесткость воды

Вода океанов и морей, озер и рек, как и вода из колодца или водопровода, всегда содержит различные растворимые примеси. Преимущественно это соли — гидрокарбонаты, сульфаты, хлориды кальция, магния, железа, натрия и калия. Особое влияние на потребительские качества воды оказывают соли кальция и магния. Если их содержание достаточно высоко, вода называется *жесткой*. В такой воде плохо развариваются овощи, снижается эффективность моющих средств. При нагревании жесткой воды содержащиеся в ней гидрокарбонаты разлагаются:

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$Mg(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} MgCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Образующиеся при этом нерастворимые вещества осаждаются на внутренней поверхности водопроводных труб, электрочайников, на

Рис. 142. Накипь

теплоэлектронагревателях (ТЭНах) стиральных машин в виде плотного слоя серого цвета — н а к и п и (рис. 142). Поскольку накипь плохо проводит теплоту, увеличивается расход топлива (электроэнергии), ускоряется изнашивание паровых котлов, котельных установок.

Если в водопроводной воде содержится много гидрокарбоната железа(II), при нагревании он разлагается с выделением бурого гидроксида железа(III):

$$4Fe(HCO_3)_2 + O_2 + 2H_2O \xrightarrow{t} 4Fe(OH)_3\downarrow + 8CO_2\uparrow.$$

Вследствие этого на поверхности ванн, раковин, унитазов часто образуются бурые трудноудалимые подтеки.

Вода, в которой содержание солей кальция и магния невелико, называется *мягкой*. В ней хорошо развариваются овощи, а моющие средства дают обильную пену. С целью получения такой воды жесткую воду подвергают специальной обработке — **умягчению**. Для этого жесткую воду кипятят или добавляют различные реагенты (смягчители), например гашеную известь, карбонат или фосфат натрия. При этом содержащиеся в жесткой воде кальций и магний в виде нерастворимых карбонатов или фосфатов выделяются в осадок и жесткость воды значительно снижается:

$$\mathbf{Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O;}$$

$$\mathbf{Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3;}$$

$$\mathbf{3Mg(HCO_3)_2 + 2Na_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaHCO_3.}$$

Лабораторный опыт 8

Уменьшение жесткости воды

Жесткость воды — одна из важнейших ее потребительских характеристик. Содержащиеся в жесткой воде соли ослабляют действие моющих средств, являются причиной образования накипи. Поэтому важно знать способы умягчения воды и уметь осуществлять их на практике.

1. В двух пробирках заранее подготовленная жесткая вода объемом 1—2 $см^3$. В первую пробирку добавьте примерно такой же объем мыльного раствора и встряхните. Обратите внимание на то, как пенится полученная смесь.

2. Во вторую пробирку добавьте небольшое количество раствора соды Na_2CO_3. Обратите внимание на небольшое помутнение раствора. Профильтруйте полученную взвесь и отфильтрованную (умягченную) воду объемом 1—2 $см^3$ перелейте в чистую пробирку.

3. К полученной мягкой воде добавьте мыльный раствор и встряхните. Сравните интенсивность вспенивания с первой пробиркой.

Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод.

Соли — вещества немолекулярного строения, состоящие из катионов металлов и анионов кислотных остатков.

Для солей наиболее характерны реакции замещения и обмена. Соли реагируют с металлами, кислотами, основаниями и солями. Некоторые соли разлагаются при нагревании.

Качественной называется реакция, сопровождающаяся образованием осадка, выделением газа или изменением цвета раствора.

Для качественного обнаружения в растворах ионов бария Ba^{2+} можно использовать растворы сульфатов, а для обнаружения ионов кальция Ca^{2+} — растворы карбонатов.

Природная вода с достаточно высоким содержанием солей кальция и магния называется жесткой.

? Вопросы и задания

1. Какой условной формулой можно выразить состав солей? Запишите формулы солей, образованных катионами Li^{+}, Fe^{3+} и анионами NO_3^{1-}, SO_4^{2-}. Назовите эти соли.

2. Пользуясь таблицей 15, перечислите важнейшие способы получения солей. Составьте по два уравнения соответствующих реакций и назовите продукты.

3. Перечислите важнейшие химические свойства солей. Для реакций, приведенных на странице 227, подберите другие исходные вещества и составьте по одному уравнению реакции для каждого случая.

4. Хлорид натрия и хлорид бария — растворимые в воде твердые порошкообразные вещества белого цвета, неотличимые по внешнему виду. Предложите способ распознавания этих веществ.

5. Используя информацию Интернета, составьте схему применения важнейших солей в промышленности, сельском хозяйстве, медицине и в быту.
6. Какие естественные примеси всегда содержатся в природной воде? Какая вода называется жесткой? Какими свойствами она отличается от мягкой воды?
7. Что представляет собой накипь на внутренних стенках чайника? Поинтересуйтесь у родителей, как можно избавиться от накипи в домашних условиях. Попытайтесь объяснить услышанное.
8. Пользуясь таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде (форзац II), предложите вещества, которые можно использовать для качественного обнаружения катионов: а) серебра; б) железа(III); в) свинца(II).

Готовимся к олимпиадам

1. К раствору массой 120 г с неизвестной массовой долей хлорида бария добавили раствор массой 80 г с неизвестной массовой долей сульфата натрия, при этом обе соли прореагировали полностью и образовался осадок массой 23,3 г. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в растворе над осадком.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$CuCO_3 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu.$$

Домашний эксперимент

Возьмите щепотку поваренной соли тонкого помола и осторожно «посолите» ею пламя газовой плиты или свечи. Обратите внимание на цвет вспышек, которые свидетельствуют о наличии ионов Na^+.

§ 49. Металлы в природе. Биологическая роль металлов

На долю металлов приходится около 52 % от общей массы нашей планеты и примерно 25 % от общей массы земной коры.

Металлы в земной коре

Форма нахождения металлов в природе соотносится с химической активностью их простых веществ. Так, например, *активные* металлы (щелочные, щёлочноземельные, **Mg** и **Al**) и металлы *средней активности* **(Ni, Co, Fe, Cr, Zn, Mn)** встречаются в природе только в виде соединений. *Малоактивные* металлы **(Ag, Cu, Hg и Sn)** можно встретить как в виде различных соединений, так и в виде простых веществ. *Неактивные* металлы — золото **Au** и платина **Pt** в земной коре встречаются преимущественно в виде простых веществ.

Металлы, встречающиеся в природе в чистом виде, называются *самородными металлами*. Иногда их находят в виде **самородков** — зерен, кусков или глыб произвольной формы, в которых содержание металла может достигать 99,9 %.

Самые большие монолитные самородки золота были найдены в Австралии в конце XIX в. Масса золота во втором по величине самородке составила более 70 кг. Что касается самородков серебра, то самый большой из них, содержавший около 20 т металла, был обнаружен в руднике недалеко от саксонского города Шнеберга в 1477 г.

Распространенность металлов определяется величиной их массовых долей в земной коре. К наиболее распространенным металлам относятся алюминий (7,45 %), железо (4,20 %), кальций (3,25 %), натрий (2,40 %), калий (2,35 %) и магний (2,35 %). Суммарное содержание других металлов в земной коре составляет около 1 % (рис. 143).

Важнейшими природными соединениями металлов являются их оксиды, сульфиды, силикаты, карбонаты, хлориды. В недрах Земли они образуют минералы и горные породы.

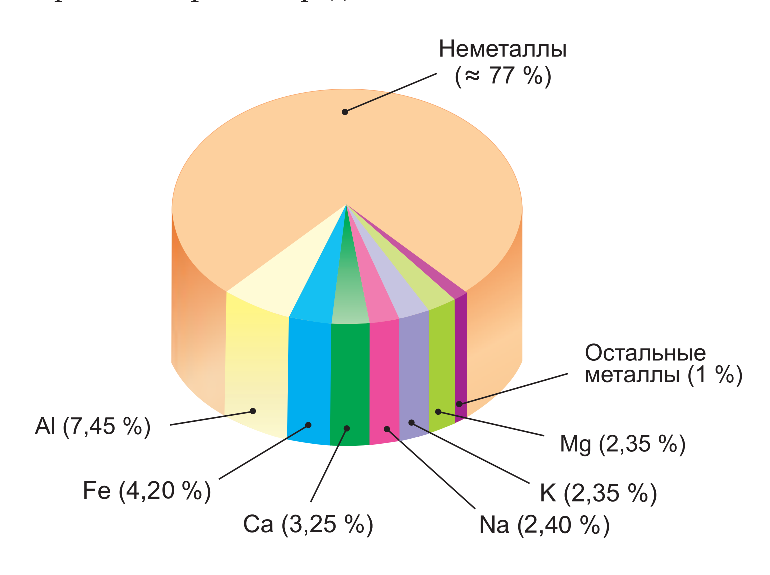


Рис. 143. Относительное содержание металлов в земной коре

Минерал — это содержащееся в земной коре однородное кристаллическое вещество природного происхождения.

Рис. 144. Драгоценные камни

Поскольку минералы представляют собой чистые вещества, состав каждого из них выражается определенной химической формулой. Минералы однородны по своему составу и строению. Они образуют кристаллы различной формы и окраски. Ряд природных минералов относятся к драгоценным камням (рис. 144).

Некоторые минералы встречаются в природе в виде твердых неоднородных смесей с другими минералами. Такие природные смеси обычно называются горными породами.

Горная порода — твердая неоднородная смесь природных минералов.

Поскольку абсолютное большинство горных пород состоят из 4—5 (и даже более) минералов, они неоднородны по своему составу и строению. Химический состав горных пород условно выражается с помощью формул содержащихся в них минералов. Если, например, горная порода *галитит* (*каменная соль*) состоит из минерала *галита* **NaCl** и примесей, то ее состав также выражается формулой **NaCl**. Если же горная порода, например *сильвинит*, содержит два минерала — *сильвин* **KCl** и *галит* **NaCl**, то условная формула этой горной породы будет: **KCl · NaCl**. Внешний вид некоторых горных пород представлен на рисунке 145.

Названия и химический состав важнейших минералов и горных пород приведены в таблице 16.

Сильвинит

Мел

Боксит

Рис. 145. Горные породы

Таблица 16. **Наиболее распространенные минералы и горные породы**

	Название	Химический состав
Минералы	Красный железняк (гематит)	Fe_2O_3
	Магнитный железняк (магнетит)	Fe_3O_4
	Железный колчедан (пирит)	FeS_2
	Криолит	Na_3AlF_6
	Корунд	Al_2O_3
	Сильвин	KCl
	Галит	$NaCl$
	Карналлит	$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$
	Малахит	$(CuOH)_2CO_3$
	Киноварь	HgS
	Гипс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
	Кальцит	$CaCO_3$
Горные породы	Красный железняк	Fe_2O_3
	Бурый железняк	$Fe_2O_3 \cdot xH_2O$
	Каолин	$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$
	Боксит	$Al_2O_3 \cdot xH_2O$
	Сильвинит	$KCl \cdot NaCl$
	Галитит (каменная соль)	$NaCl$
	Мрамор, мел, известняк	$CaCO_3$

Если горная порода используется для промышленного получения металлов, она называется рудой.

Руды — горные породы, использующиеся для промышленного получения металлов (или некоторых неметаллов).

На дне ряда водоемов можно найти руду в виде *конкреций* — отложений, напоминающих гроздья, клубни или лепешки. Плоские озерные и болотные конкреции величиной с мелкую монету («копеечная руда») были известны еще в Средние века. Добыча и обработка железа из болотных руд в то время были широко распространены на территории нынешней Беларуси. В настоящее время железомарганцевые конкреции, покрывающие огромные площади на дне океанов, называют полезным ископаемым XXI в. Это богатейший источник не только железа и марганца, но и кобальта, никеля, меди, молибдена.

Биологическая роль металлов

В настоящее время в живых организмах обнаружено около 80 разных химических элементов, 16 из которых играют ключевую роль в процессах жизнедеятельности и названы «элементами жизни». Наряду с шестью неметаллами **(H, O, N, C, P, S)** к ним относятся 10 металлов — **Na, K, Mg, Ca, Zn, Cu, Co, Mn, Fe, Mo** («металлы жизни»). Какова их роль в организмах человека, животных, растений? Известно, что в организме человека массой около 70 кг содержание указанных металлов в среднем составляет: натрия — 70 г; калия — 250 г; магния — 42 г; кальция — 1700 г; цинка — 2 г; меди — 0,15 г; кобальта — 0,015 г; марганца — 0,015 г; железа — 4 г; молибдена — 0,009 г. Все металлы содержатся в организме в виде различных соединений.

Натрий и **калий** играют важнейшую роль в поддержании кислотно-щелочного баланса организма человека и необходимы для регуляции водного обмена. Ионы натрия задерживают воду в организме, а ионы калия, наоборот, выводят ее. От соотношения концентраций ионов натрия и калия зависит чувствительность нервных волокон и сократительная способность мышц. Калий играет важную роль и в жизни растений. При его недостатке растения медленно развиваются, их листья желтеют, семена теряют всхожесть, а плоды становятся менее сладкими.

Магний регулирует функционирование нервной и сердечно-сосудистой систем, ускоряет регенерацию и обновление клеток, придает костям человека твердость. Он входит в состав хлорофилла — зеленого пигмента растений, играющего главную роль в процессе фотосинтеза (образование

глюкозы и кислорода из углекислого газа и воды под действием солнечного света).

Кальций необходим для роста костей и зубов и является их минеральной основой. Он регулирует работу сердца и кровеносных сосудов, проницаемость клеточных мембран, сокращение мышц, участвует в процессе свертывания крови.

Железо входит в состав гемоглобина, играющего исключительно важную роль в процессе переноса кислорода из легких к клеткам и тканям организма человека и животных. Отдав клетке кислород, гемоглобин забирает из нее углекислый газ и уносит его в легкие. Железо необходимо и для нормального развития растений. Их листья и стебли при недостатке железа желтеют и прекращают расти.

Медь в организме человека и животных ускоряет образование гемоглобина, участвует в процессах клеточного дыхания, в синтезе белка. Из всех живых организмов наибольшее количество меди содержат устрицы, осьминоги и некоторые другие моллюски. Медь — один из важнейших микроэлементов, необходимых для развития растений, участвующий в процессе фотосинтеза и влияющий на усвоение растениями азота.

Соединения цинка, кобальта, марганца, молибдена и других металлов, содержащиеся в живых организмах, также участвуют в важнейших процессах жизнедеятельности.

Недостаток соединений металлов в организме приводит к нарушению его деятельности, но и избыточное их содержание также вредно. Например, избыток соединений меди **Cu** ведет к нарушению психики, а избыток соединений кобальта **Co** ослабляет работу щитовидной железы.

Многие металлы и их соединения являются весьма ядовитыми и опасными для человека, вызывают отравления и различные заболевания. Большую опасность для человека представляет загрязнение окружающей среды солями свинца **Pb**, кадмия **Cd**, ртути **Hg**.

Некоторые историки полагают, что упадок Римской империи был обусловлен массовым отравлением людей свинцом. Известно, что водопроводы Древнего Рима были изготовлены из этого металла. В свинцовых чанах хранили воду и вино. Установлено, что, попадая в человеческий организм, свинец вызывает поражение центральной нервной системы, приводит к разрушению костей.

В земной коре металлы встречаются в виде химических соединений, входящих в состав минералов и горных пород, а также в виде простых веществ.

Минерал — это содержащееся в земной коре однородное кристаллическое вещество природного происхождения.

Горная порода — твердая неоднородная смесь природных минералов.

Рудами называют горные породы, использующиеся для промышленного получения металлов.

Многие металлы играют важную роль в процессах жизнедеятельности и необходимы для нормального функционирования живых организмов.

Большую опасность для человека представляет загрязнение окружающей среды солями свинца, кадмия, цинка, ртути.

Вопросы и задания

1. Как соотносится форма нахождения металлов в земной коре с химической активностью их простых веществ? Приведите конкретные примеры.

2. Какие металлы наиболее распространены в природе? Исходя из значений массовых долей железа и кальция в земной коре, определите, атомы какого из этих металлов в ней преобладают.

3. Что представляют собой минералы и горные породы? В чем принципиальное отличие между ними? Запишите формулы оксидов железа(III) и алюминия. Пользуясь данными таблицы 16, определите, в состав каких минералов и горных пород они входят.

4. Какие горные породы называются рудами? Пользуясь данными таблицы 16, определите, в какой из горных пород, содержащих оксид железа(III), массовая доля железа больше.

5. Соединения каких металлов представляют особую опасность для человека? Пользуясь Интернетом, подготовьте краткое сообщение об их практическом использовании, воздействии на организм человека и о соответствующих мерах безопасности.

6. Известно, что содержание кальция в овощах (на 100 г продукта) составляет: в зеленом салате — 0,1 г; в репчатом луке — 0,05 г; в белокочанной капусте — 0,07 г; в зеленом горохе — 0,15 г. Рассчитайте массы этих овощей, в которых содержится кальций массой 1 г.

7. Суточные нормы потребления железа подростками 14—17 лет составляют: для юношей — 0,17 мг, для девушек — 0,27 мг на 1 кг массы тела. Содержание этого элемента в продуктах питания (в порции массой 100 г) следующее: свиная печень — 20 мг; чечевица — 20 мг; куриная печень — 17,5 мг; говяжья печень — 6,9 мг; гречка — 6,7 мг;

говядина — 3,6 мг; свинина — 1,8 мг. Рассчитайте массу каждого из этих продуктов, с которой в ваш организм может поступить рекомендованная суточная доза железа.

8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2.$$

§ 50. Химические способы получения металлов из их природных соединений

Большинство известных металлов находятся в природе в виде соединений, важнейшими из которых являются оксиды, сульфиды, хлориды, карбонаты. Эти сложные вещества входят в состав различных руд, которые используются для получения простых веществ металлов. Отрасль промышленности, занимающаяся получением металлов из руд, называется **металлургией.**

Технология производства металлов состоит из нескольких этапов. На *первом* измельченная руда подвергается обогащению, в процессе которого из нее удаляется пустая порода. Если в обогащенной руде металл находится в виде сульфида, руду подвергают обжигу — сильному нагреванию в присутствии воздуха. При этом сульфид, окисляясь кислородом, превращается в соответствующий оксид металла, например:

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2; \qquad Cu_2S + 2O_2 \overset{t}{=} 2CuO + SO_2.$$

На *втором* этапе из обогащенных руд получают простые вещества металлы. Для этого используют различные химические способы. Они основаны на том, что соединения металлов (чаще всего оксиды), содержащиеся в рудах, вступают в химические реакции с восстановителями — углеродом, оксидом углерода(II), водородом и др. При этом образуются простые вещества металлы.

По условиям протекания реакций химические способы получения металлов делятся на пирометаллургические (от греч. *pyr* — огонь) и гидрометаллургические (от греч. *hydor* — вода).

Пирометаллургические способы

Пирометаллургические способы заключаются в восстановлении металлов из их соединений (чаще всего из оксидов) при высоких температурах. Важнейшими из этих способов являются следующие:

1) *Восстановление металлов углеродом* или *оксидом углерода(II).* Если в качестве восстановителя используют углерод, его смешивают с

оксидной рудой и смесь нагревают до высокой температуры. Если же восстановителем является угарный газ **CO**, его пропускают через руду при нагревании. Углерод при этом окисляется, как правило, до оксида углерода(II), а угарный газ **CO** — до углекислого газа $\mathbf{CO_2}$, например:

$$\mathbf{Fe_2O_3 + 3C \overset{t}{=} 2Fe + 3CO}; \qquad \mathbf{SnO_2 + 2CO \overset{t}{=} Sn + 2CO_2}.$$

Восстановление железа проводят в специальных вертикальных печах высотой до нескольких десятков метров и объемом до 5000 $м^3$, называемых **доменными** (рис. 146). В доменном процессе получается железо с относительно большим (2—4 % по массе) содержанием углерода — чугун. Чугун превращается в сталь в специальных установках — **мартеновских печах, конверторах**, или **электроплавильных печах (электропечах)**. Плавка в электропечах применяется и для вторичной переработки металла, т. е. при переплавке металлолома. Такие печи используются, например, на Белорусском металлургическом заводе в Жлобине.

Рис. 146. Доменная печь

В промышленности при использовании в качестве восстановителя углерода и оксида углерода(II), кроме железа, получают и некоторые другие металлы, например медь, цинк, кобальт, никель, марганец, олово, свинец.

2) *Восстановление металлов водородом.* Водород пропускают через слой нагретой оксидной руды, в результате чего образуются простые вещества металлы и водяной пар, например:

$$\mathbf{CuO + H_2 \overset{t}{=} Cu + H_2O}; \qquad \mathbf{Fe_2O_3 + 3H_2 \overset{t}{=} 2Fe + 3H_2O};$$

$$\mathbf{WO_3 + 3H_2 \overset{t}{=} W + 3H_2O}; \qquad \mathbf{Re_2O_7 + 7H_2 \overset{t}{=} 2Re + 7H_2O}.$$

В промышленности данным способом получают такие ценные металлы, как молибден, вольфрам, рений.

3) *Алюмотермия* — восстановление металлов из их оксидов алюминием было открыто в 1859 г. русским ученым Н. Н. Бекетовым. Данный метод заключается в том, что к оксидной руде добавляют порошок алюминия и приготовленную смесь нагревают до высокой температу-

ры. При этом образуются простое вещество металл и оксид алюминия, например:

$$Fe_2O_3 + 2Al \overset{t}{=} 2Fe + Al_2O_3; \qquad 3MnO_2 + 4Al \overset{t}{=} 3Mn + 2Al_2O_3.$$

Реакции алюмотермического восстановления протекают с выделением огромного количества теплоты, вследствие чего образующийся металл сразу же плавится. На этом основано использование алюмотермии для сварки лопнувших или поврежденных железнодорожных рельсов. В этом случае над ними устанавливают специальный агрегат, в котором осуществляется реакция оксида железа Fe_3O_4 с алюминием. Образующееся жидкое железо стекает вниз и сваривает рельсы.

Методом алюмотермии в промышленности получают многие ценные металлы, например хром, марганец, ванадий, титан, цирконий, ниобий.

Гидрометаллургические способы

Гидрометаллургические способы заключаются в восстановлении металлов из их соединений (чаще всего солей) в водных растворах. Если в руде металл содержится в виде нерастворимого соединения, его сначала превращают в растворимую соль, например:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O;$$
$$PbCO_3 + 2HNO_3 = Pb(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

После этого в раствор полученной соли вносят восстановитель — металл, активность которого выше, чем у металла, входящего в состав соли. При этом протекает окислительно-восстановительная реакция замещения, например:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow;$$
$$Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb\downarrow.$$

В данном методе в качестве восстановителей не используются активные щелочные и щёлочноземельные металлы, так как они реагируют не только с солями, но и с водой, содержащейся в растворах. При этом, как правило, образуется сложная смесь продуктов разных реакций.

Методом гидрометаллургии в настоящее время получают такие металлы, как медь, никель, кадмий, кобальт, платину, золото.

К сожалению, металлургическая промышленность пока еще остается одним из основных источников загрязнения окружающей среды — почвы, воды, воздуха. Твердые отходы доменного процесса — шлаки — накапливаются в отвалах, загрязняя территорию вокруг предприятий. Металлургия использует 25 % от всей воды, потребляемой промышленностью. При этом в большинстве случаев использованная вода не очищается и попадает в поверхностные и грунтовые воды. Это делает их непригодными для дальнейшего использования и становится причиной гибели обитателей водоемов. Доля металлосодержащей пыли и угарного газа, выбрасываемых в атмосферу предприятиями черной металлургии, составляет около 25 % от их общего количества, поступающего в воздушный океан нашей планеты. Поэтому в металлургической отрасли особое внимание должно уделяться проблеме **охраны окружающей среды**. Для ее решения необходимы внедрение комплексного использования сырья, применение **замкнутых циклов водопользования**, строительство очистных сооружений. Рекомендуется также вынос промышленных предприятий за городскую черту, создание лесозащитных зон вокруг городов и промышленных центров.

В основе способов выделения металлов из руд лежат процессы восстановления. В качестве восстановителей в металлургии используются углерод, оксид углерода(II), водород или более активные металлы.

Химические способы получения металлов делятся на пирометаллургические и гидрометаллургические.

Пирометаллургические способы заключаются в восстановлении металлов из их соединений (чаще всего из оксидов) при высоких температурах.

Гидрометаллургические способы заключаются в восстановлении металлов из их солей в водных растворах.

Охрана окружающей среды при промышленном производстве металлов предусматривает комплексное использование сырья, применение замкнутых циклов водопользования, строительство очистных сооружений.

Вопросы и задания

1. Какой процесс — окисление или восстановление — лежит в основе получения металлов из руд?
2. Назовите важнейшие пирометаллургические способы получения металлов. Какие восстановители используются в каждом из них?

3. Напишите уравнения реакций восстановления: а) меди из оксида меди(II) углеродом; б) никеля из оксида никеля(II) угарным газом; в) железа из оксида железа(III) водородом; г) кобальта из хлорида кобальта(II) цинком.

4. Напишите уравнения реакций восстановления: а) меди из хлорида меди(II) железом; б) золота из хлорида золота(III) цинком; в) ртути из нитрата ртути(II) магнием; г) кобальта из хлорида кобальта(II) алюминием.

5. Известно, что минерал малахит $(CuOH)_2CO_3$ при нагревании разлагается с образованием оксида меди(II), а при обработке кислотами превращается в растворимые соли меди(II):

$$(CuOH)_2CO_3 \overset{t}{=} 2CuO + CO_2 + H_2O;$$

$$(CuOH)_2CO_3 + 2H_2SO_4 = 2CuSO_4 + CO_2\uparrow + 3H_2O.$$

Предложите не менее пяти способов получения меди из малахита. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Рассчитайте химическое количество восстановителя, необходимое для получения никеля массой 10 г из оксида никеля(II) алюмотермическим способом.

7. В результате нагревания смеси минерала хромита $FeCr_2O_4$ с углеродом образуются металлы и угарный газ:

$$FeCr_2O_4 + 4C = Fe + 2Cr + 4CO.$$

Рассчитайте массу смеси этих металлов, которая образуется из хромита массой 5 кг. Чему равна массовая доля железа в этой смеси?

8. Химический анализ показал, что горная порода состоит из оксида железа(III) и оксида кремния SiO_2, массовая доля которого в этой породе равна 18 %. Рассчитайте максимальную массу железа, которое можно получить из данной горной породы массой 100 кг.

Готовимся к олимпиадам

1. Горная порода состоит из минералов гаусманита Mn_3O_4 и пиролюзита MnO_2, массовые доли которых в этой породе одинаковы. Рассчитайте максимальную массу алюминия, необходимого для полного восстановления марганца из данной породы массой 550 г.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Cu_2S \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$;

б) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn \rightarrow ZnCl_2$.

§ 51. Электролиз расплавов солей

Известные вам химические способы получения металлов основаны на их восстановлении из соединений углеродом, оксидом углерода(II), водородом или алюминием. Наряду с ними в металлургии широко используется и принципиально другой — **электрохимический способ.** Его суть заключается в том, что соединения металлов разлагаются электрическим током. Такой процесс имеет специальное название — электролиз (от греч. *lysis* — разложение). Он осуществляется при пропускании постоянного электрического тока через расплавы или растворы электролитов (солей, оснований, кислот).

Электролиз расплавов солей

При нагревании некоторые соли, например галогениды металлов, плавятся, т. е. переходят в жидкое состояние. При этом они, как сильные электролиты, полностью диссоциируют на ионы. Например, хорошо знакомый нам хлорид натрия (поваренная соль) при температуре 801 °C превращается в расплав — бесцветную жидкость. Как и в водном растворе, в расплаве эта соль находится в виде ионов — катионов $\mathbf{Na^+}$ и анионов $\mathbf{Cl^-}$, которые совершают непрерывное хаотичное движение. Опустим в этот расплав угольные электроды (графитовые стержни), один из которых соединим с положительным, а другой — с отрицательным полюсом источника постоянного тока (рис. 147). При этом находящиеся в растворе ионы сразу же примут направленное движение. Положительно заряженные ионы **(катионы)** $\mathbf{Na^+}$ начнут двигаться к отрицательно заряженному электроду — **катоду**, а отрицательно заряженные ионы **(анионы)** $\mathbf{Cl^-}$ — к положительно заряженному электроду — **аноду.**

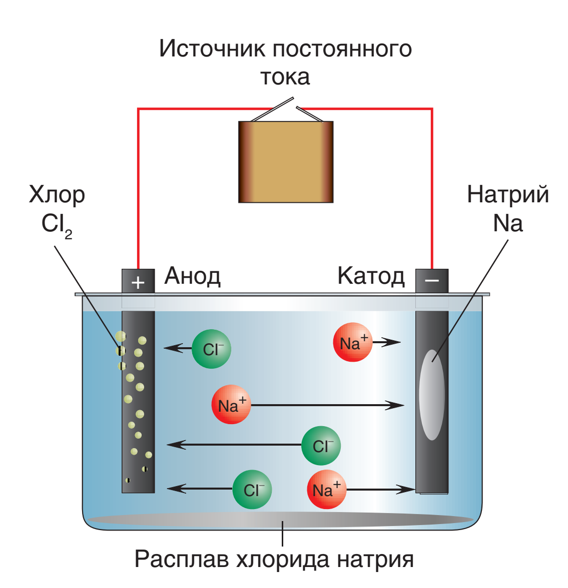


Рис. 147. Схема электролиза расплава NaCl

На катоде, имеющем избыток электронов, подошедшие к нему катионы натрия восстанавлива-

ются (принимают от него электроны) и образуют простое вещество натрий в виде серебристого металла:

$$Na^+ + 1e^- \rightarrow Na^0.$$

! Отрицательно заряженный электрод, на котором происходит процесс восстановления, называется катодом. Он играет роль восстановителя.

В то же время на аноде, имеющем недостаток электронов, анионы Cl^- окисляются (отдают ему электроны) и превращаются в атомы хлора:

$$Cl^- - 1e^- \rightarrow Cl^0.$$

Атомы хлора сразу же соединяются по два, образуя молекулы простого вещества хлора Cl_2. Он выделяется на аноде в виде поднимающихся вверх пузырьков газа зеленовато-желтого цвета:

$$Cl^0 + Cl^0 = Cl_2.$$

! Положительно заряженный электрод, на котором происходит процесс окисления, называется анодом. Он играет роль окислителя.

Учитывая, что в результате электролиза расплава хлорида натрия образуются простые вещества натрий и хлор, суммарное уравнение этого процесса можно записать следующим образом:

$$2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}_{распл} \xrightarrow{эл.\ ток} 2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl}_2\uparrow.$$

По тому же принципу протекает электролиз расплавов и других галогенидов металлов, например CaF_2, **KBr**, **LiI**. Как и хлорид натрия, они разлагаются на соответствующие простые вещества. Кроме солей, в расплавах электролизу подвергаются и щёлочи.

Электролиз протекает и в водных растворах, при этом в процессах на электродах могут участвовать молекулы воды. С этими процессами вы познакомитесь в курсе химии 11-го класса.

Поскольку при пропускании электрического тока через расплавы или растворы электролитов (солей, оснований, кислот) на электродах одновременно осуществляются два процесса — окисление и восстановление, электролизу можно дать следующее определение.

! Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

Применение электролиза

Электролиз широко применяется при получении *химически активных металлов* (калия **K**, натрия **Na**, кальция **Ca**, магния **Mg**, алюминия **Al**), а также *неметаллов* (фтора, хлора, водорода, кислорода) и ряда сложных веществ, например *щелочей*.

С помощью электролиза осуществляют **очистку металлов**. Электролиз также находит применение для полировки поверхности металлов, электрохимической заточки лезвий режущих инструментов (бритв, хирургических скальпелей).

Электролиз широко используется в промышленности для нанесения слоя одного металла на поверхность другого с целью защиты его от коррозии (*никелирование, хромирование, золочение, серебрение*). Процесс электролиза применяется также для создания на поверхности различных изделий токопроводящих покрытий, декоративных рисунков и т. п. Например, электролитическим путем наносят тонкие слои металла на электронные платы и другие детали, используемые в производстве современных телевизоров, компьютеров, телефонов и т. п. Отрасль промышленности, занимающаяся осаждением металлов на поверхности металлических и неметаллических изделий, называется **гальванотехникой**. Осаждение металла на поверхности изделий с помощью электролиза позволяет получать прочно связанные с поверхностью металлические покрытия (гальваностегия) или легко отделяемые точные слепки и копии поверхности этих изделий (гальванопластика).

Кроме перечисленных выше областей применения электролиза, в последние годы этот метод достаточно широко используется для обессоливания воды, очистки фруктовых соков и др.

Отрицательно заряженный электрод, на котором происходит процесс восстановления, называется катодом. Он играет роль восстановителя.

Положительно заряженный электрод, на котором происходит процесс окисления, называется анодом. Он играет роль окислителя.

Электролиз — совокупность процессов окисления и восстановления, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

Электролиз широко применяется при получении химически активных металлов, неметаллов и ряда сложных веществ, для очистки металлов и нанесения металлических покрытий на разные изделия.

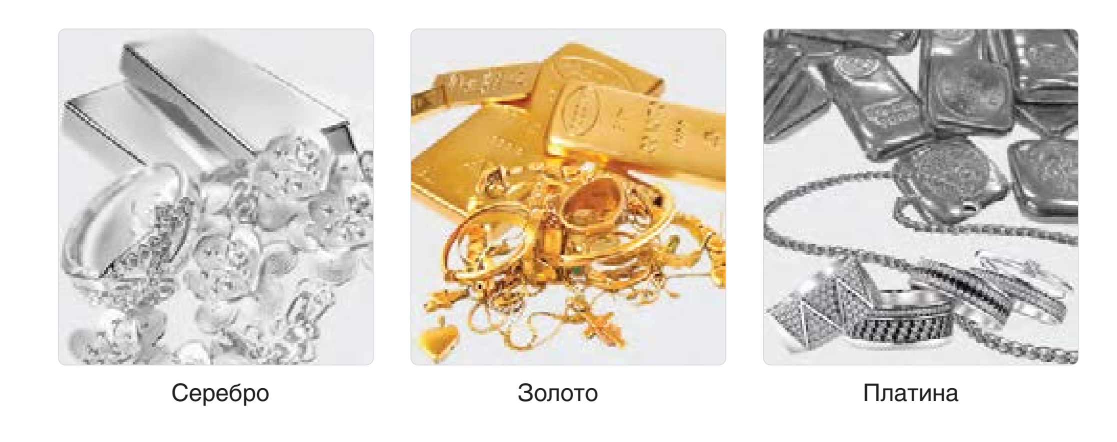
Вопросы и задания

1. Чем принципиально отличается электрохимический способ получения металлов от известных вам химических способов?
2. Какой электрод называется катодом? Составьте схемы восстановления на катоде катионов Ag^{+}; Hg^{2+}; Au^{3+}.
3. Какой электрод называется анодом? Составьте схемы окисления на аноде анионов F^{-}; S^{2-}.
4. На каком из электродов — катоде или аноде — может протекать каждый из процессов:
   а) $I^{-} - 1e^{-} \rightarrow I^{0}$; б) $Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb^{0}$;
   в) $Cl^{-} - 1e^{-} \rightarrow Cl^{0}$; г) $Ag^{+} + 1e^{-} \rightarrow Ag^{0}$.
5. Рассчитайте массу натрия и объем (н. у.) хлора, которые образуются при полном электролизе расплава хлорида натрия массой 1500 г.
6. Запишите схемы процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе расплава бромида цинка. Составьте суммарное уравнение электролиза данной соли. Рассчитайте массу бромида цинка, при электролизе которого образуется цинк химическим количеством 6,5 моль.
7. Для электролитического нанесения золотых покрытий на корпусы наручных часов используют соль хлорид золота(III). Рассчитайте массу этой соли, необходимой для золочения 500 корпусов, на каждом из которых масса золотого покрытия составляет 0,08 г.

§ 52. Применение металлов и сплавов

Жизнь и деятельность человека всегда была и остается неразрывно связана с использованием металлов и их сплавов. История их практического применения насчитывает несколько тысячелетий и берет свое начало в первобытном обществе. На заре развития цивилизации, еще в каменном веке, первобытный человек познакомился с золотом и серебром, которые встречаются в природе в самородном состоянии. Когда люди научились выплавлять медь и изготавливать из нее изделия, наступил медный век, который позже сменился бронзовым, а затем железным веком. Такие названия эпох древней цивилизации красноречиво свидетельствуют о роли металлов в ее развитии. Наше время условно можно назвать «веком всех металлов», поскольку сейчас применение находят практически все известные металлы.

Золото благодаря своей высокой химической стойкости и красивому внешнему виду широко применяется для изготовления различных украшений (рис. 148). Этот металл используется в радиоэлектронной



Серебро Золото Платина

Рис. 148. Украшения из драгоценных металлов

промышленности, а также в технике для изготовления элементов аппаратуры и приборов, предназначенных для работы в агрессивных средах. Иглы из радиоактивного золота применяют при лучевой терапии для разрушения злокачественных опухолей. Золото является важнейшим элементом мировой финансовой системы. Государства формируют запасы этого металла для обеспечения стабильности своих экономик.

Общая масса золота, хранящегося во всех банках мира, составляет примерно 32 тыс. т. Если все это золото сплавить, получится куб со стороной, равной всего лишь 12 м.

Платина широко используется в качестве катализатора в химической промышленности, в производстве устройств для очистки выхлопных газов автомобилей от вредных веществ. Значительная часть платины идет на изготовление ювелирных изделий (см. рис. 148). Этот металл применяется в производстве некоторых лекарственных препаратов.

Ученые Белорусского государственного университета разработали уникальный высокоэффективный лекарственный препарат «Цисплацел», содержащий соединение платины. Он предназначен для лечения злокачественных опухолей головного мозга, шеи и ротовой полости.

Серебро из-за высочайшей электропроводности применяется в электротехнике и электронике при изготовлении контактов и проводников, а также керамических конденсаторов. Значительное количество этого металла используется в производстве серебряно-цинковых и серебряно-кадмиевых аккумуляторных батарей, зеркал с высокой отражающей способностью, ювелирных украшений (см. рис. 148). Серебро находит применение и в качестве катализатора в химической промышленности, как обеззараживающее вещество используется в медицине.

Еще в древности люди заметили, что вода, находящаяся в серебряных сосудах, не портится при хранении, способствует заживлению ран. Если верить древнему историку, то во времена похода Александра Македонского в Индию офицеры его армии гораздо реже болели желудочно-кишечными заболеваниями, чем солдаты. Еда и питье у них были одинаковыми, а вот посуда — разной: офицеры пользовались посудой, изготовленной из серебра. Только спустя сотни лет ученые доказали, что частицы серебра, содержащиеся в воде в очень небольшой концентрации, обладают бактерицидными свойствами, т. е. убивают болезнетворные бактерии. Сегодня медицинские препараты, содержащие мелкодисперсное серебро, используются при лечении ран, порезов, ожогов, желудочно-кишечных заболеваний и т. д.

Медь из-за высокой электропроводности и пластичности широко используется в электротехнике для изготовления электрических проводов, силовых кабелей, токопроводящих деталей (рис. 149). Поскольку медь обладает еще и высокой теплопроводностью, ее применяют для изготовления различных теплоотводных устройств — радиаторов охлаждения автомобилей, кондиционеров, компьютерных кулеров (вентиляторов, охлаждающих системные блоки). Еще одно ценное свойство меди — отсутствие намагничиваемости — используется при изготовлении приборов для метеорологических наблюдений. В качестве конструкционных материалов применяются сплавы меди — латунь и бронза.

Железо — один из самых используемых металлов, на долю которого приходится до 95 % мирового

Рис. 149. Изделия из меди

металлургического производства. Чистое железо применяют для изготовления сердцевин трансформаторов электромоторов, электромагнитов, потому что оно способно быстро намагничиваться и размагничиваться.

Железо является основным компонентом чугуна и сталей — важнейших *конструкционных материалов* современности. Чугун используют при сооружении доменных, мартеновских, термических и газовых печей, при изготовлении радиаторов отопления, компрессорного оборудования, дизельных двигателей, прокатных станов, деталей турбин, в машиностроении. Углеродистые стали применяются для изготовления каркасных сооружений, режущего инструмента. Широчайшее применение находят стали, легированные различными металлами — хромом, ванадием, никелем, кобальтом, титаном и др. Они обладают высокой прочностью, устойчивы в морской воде, не поддаются коррозии, выдерживают действие высоких температур и агрессивных сред. Такие стали используются для изготовления металлопроката, водопроводных, газопроводных и канализационных труб, корпусов и деталей машин, шарикоподшипников. Они также применяются в производстве кухонного оборудования (плит, духовок, микроволновых печей), посуды и столовых приборов, медицинского инструментария. Многочисленные соединения железа широко используются в современной фармацевтике.

Алюминий, обладающий способностью к штамповке, высокой теплопроводностью, коррозионной устойчивостью и пластичностью, применяется при изготовлении различного проката, кухонной посуды, алюминиевой фольги (рис. 150). Из-за высокой электропроводности и относительной дешевизны этот металл находит применение в электротехнике при изготовлении проводов. Он используется в алюмотермическом получении некоторых металлов, а также как компонент ракетного топлива.

Алюминий является компонентом многих сплавов. Важнейшие из них — дюраль и фехраль. Дюраль представляет собой сплав алюминия с медью, магнием и марганцем. Это основной легкий и прочный конструкционный материал в авиации и космонавтике. Фехраль — сплав алюминия с хромом и железом, применяющийся для изготовления спиралей электронагревательных приборов.

Рис. 150. Изделия из алюминия

Алюминий используется при изготовлении аппаратуры для маслобойной, сахарной, кондитерской, пивоваренной промышленности, применяется в производстве «серебристой» металлизированной ткани и краски «серебрянка», состоящей из алюминиевой пудры и олифы.

В середине XIX в. алюминий ценился дороже золота и считался «металлом роскоши». Французский император Наполеон III, желая продемонстрировать свое превосходство, заказал себе камзол с алюминиевыми пуговицами, который надевал исключительно во время дипломатических приемов. Кроме того, по приказу императора были изготовлены алюминиевые столовые приборы, которые на торжественных обедах подавались членам императорской семьи и самым почетным гостям. Другие же гости пользовались «обычными» приборами из золота и серебра.

В результате развития науки и техники практическое применение в самых разных отраслях нашли и такие металлы, как титан **Ti**, цирконий **Zr**, бериллий **Be**, индий **In**, ниобий **Nb**, вольфрам **W**, уран **U**, плутоний **Pu** и др.

Несмотря на то что в последнее время в качестве конструкционных материалов вместо металлов все чаще используются их «заменители» — пластмассы, производство металлов постоянно возрастает.

Домашний эксперимент

Некоторые реакции с участием алюминия сопровождаются выделением большого количества теплоты. Это свойство лежит в основе работы одноразовой химической грелки. Для ее изготовления вам понадобятся поваренная соль **NaCl**, медный купорос $\mathbf{CuSO_4 \cdot 5H_2O}$, мелкие древесные опилки, алюминиевая проволока, вода и пол-литровая стеклянная банка. Насыпьте в банку 3 столовые ложки поваренной соли, 5 столовых ложек медного купороса и 2 столовые ложки древесных опилок. Полученную смесь тщательно перемешайте. Из куска проволоки длиной 30—40 см сделайте пружинку диаметром 2—3 см и поместите ее в банку со смесью так, чтобы пружинки не было видно. Чтобы привести грелку в действие, добавьте к смеси полстакана воды. Примерно через 3 мин температура внешних стенок банки поднимется до 50—60 °C.

Практическая работа 4

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

Цель работы: обобщить и закрепить знания о химических свойствах металлов, научиться экспериментально исследовать свойства металлов.

Вариант 1

Задача 1. Определите, где — до или после водорода — в электрохимическом ряду напряжений находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную 2. Если он может реагировать с хлороводородной кислотой, составьте соответствующее уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель, назовите образующиеся вещества.

Задача 2. В двух пробирках находятся хлорид бария и хлорид натрия. Опытным путем распознайте эти вещества. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения:

хлорид алюминия → гидроксид алюминия → сульфат алюминия.

Составьте уравнения реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Вариант 2

Задача 1. Определите, где — до или после водорода — в электрохимическом ряду напряжений находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную 3. Если он может реагировать с хлороводородной кислотой, составьте соответствующее уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель, назовите образующиеся вещества.

Задача 2. В двух пробирках находятся хлорид кальция и хлорид натрия. Опытным путем распознайте эти вещества. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения:

хлорид меди(II) → гидроксид меди(II) → сульфат меди(II).

Составьте уравнения реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Глава 5

ХИМИЯ ВОКРУГ НАС

В этой главе вы посмотрите на окружающий мир глазами химии, познакомитесь с химическими процессами, узнаете, какую важную роль они играют в живой и неживой природе.

Вы изучите основные принципы защиты окружающей среды, проблемы химической безопасности и грамотного использования достижений химии

§ 53. Химия вокруг нас

Оглянемся вокруг и попробуем посмотреть на все, что нас окружает, глазами химии — науки, с которой вы уже немного знакомы.

Мы живем в мире химических превращений веществ, протекающих не только в химических лабораториях или на промышленных предприятиях. Они происходят везде — в недрах земли, на ее поверхности, в океане, в атмосфере. Любой живой организм — это лаборатория, где одновременно происходят сотни и тысячи химических процессов. Дыхание, горение, переработка пищевых продуктов, получение металлов из руд — все это примеры химических превращений веществ.

Эти превращения могут быть видимыми, как, например, выделение дыма при горении древесины, ржавление железа, почернение сахара при нагревании. В то же время фотосинтез, протекающий в зеленых растениях, или процессы жизнедеятельности, осуществляющиеся в организмах животных, невидимы для наших глаз.

Одни химические превращения происходят в очень малых объемах, например в клетках растений, другие — в колбах, пробирках, разнообразных аппаратах, третьи — на производстве, четвертые — в масштабах всей планеты — на суше, в воде, в атмосфере. Эти процессы имеют особое значение для жизни на Земле. Они вовлекают различные вещества в гигантский круговорот, подобно круговороту воды в природе. Вы уже познакомились с **круговоротами в природе** таких важнейших для жизни на Земле элементов, как кислород, азот, фосфор, углерод (см. рис. 43, 66, 78, 87).

В этих глобальных процессах участвуют как неорганические, так и органические вещества, микроорганизмы, животные, растения и, конечно, человек. Он обрабатывает землю, строит заводы и фабрики для изготовления самых разнообразных изделий, активно использует полезные ископаемые, воду, воздух.

Человек научился управлять многими химическими реакциями, применять их для получения необходимых веществ и материалов — металлов, сплавов, лекарств, минеральных удобрений, пластмасс, строительных материалов, синтетических тканей, моющих средств и т. д. (рис. 151).

Химия стала играть ключевую роль в обеспечении людей продовольствием, одеждой, жильем, энергией. Достаточно сказать, что почти 90 % используемой энергии вырабатывается с помощью химических реакций. Без знания химии нельзя понять процессы, которые происходят в живом организме, невозможно бороться с различными нарушениями в его работе.

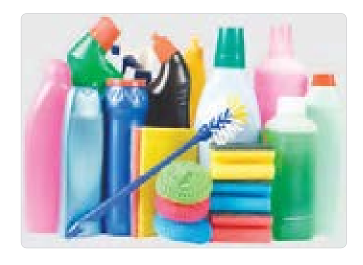


Рис. 151. Вещества и материалы, находящие широкое практическое применение

Химия постоянно изменяет окружающий мир. Сегодня химическая промышленность выпускает полезную продукцию, половины которой 30 лет назад не было вообще.

Наша страна располагает высокоразвитой химической промышленностью. В Гродно, Гомеле, Могилеве, Бобруйске, Новополоцке, Светлогорске и других городах Республики Беларусь работают крупные, даже по мировым масштабам, химические предприятия (рис. 63, 86, 152). Они производят минеральные удобрения, пластмассы, химические волокна, лаки, краски, автомобильные шины, товары бытовой химии и многое другое.

Однако развитие химической индустрии, как и других видов производственной деятельности, ставит перед человечеством очень серьезные экологические проблемы. Неконтролируемая деятельность человека, неправильное использование многих химических веществ часто оказывают негативное влияние на состояние окружающей среды, приводят к загрязнению почвы, воды, атмосферы, а иногда и к гибели животного и растительного мира.

Общество осознает растущую опасность. В последние годы активно разрабатываются безотходные производственные технологии. Ведется поиск новых источников энергии, все более широко применяются различные охранные меры, которые приводят к снижению уровня загрязнений и вредных воздействий на окружающую среду. Конечно, эти

ОАО «Нафтан»

ОАО «Беларуськалий»

Рис. 152. Химические предприятия Беларуси

проблемы не могут быть решены силами одной страны, для этого требуются усилия всех государств мира, всех людей. И химии принадлежит особо важная роль в решении этих общепланетарных проблем. Именно химическая промышленность производит вещества и материалы, без которых невозможна ни очистка сточных вод, ни подготовка питьевой воды, ни поглощение вредных газов. В решении экологических проблем химики работают в тесном сотрудничестве с биологами, физиками, географами, учеными и инженерами других специальностей.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры известных вам химических превращений, протекающих в окружающем мире.
2. Какова роль химических реакций в процессах жизнедеятельности? Почему живые организмы можно сравнить с химическими лабораториями?
3. Какие блага дает химия человечеству? Назовите важнейшие сферы деятельности людей, связанные с широким использованием химических веществ и материалов.
4. Перечислите вещества и материалы, которые вы особенно часто используете в повседневной жизни.
5. Какие химические предприятия Беларуси вы знаете? Какую продукцию они производят?
6. Какую опасность для людей и для окружающей среды таит в себе неправильное использование достижений химии?
7. Какова роль химии в решении проблемы защиты окружающей среды?

§ 54. Химия и защита окружающей среды

Одной из глобальных проблем современной цивилизации является проблема охраны окружающей среды, в том числе минимизация воздействия химических веществ и материалов на биосферу нашей планеты.

Биосфера

Биосфера — это область жизни на Земле. В состав биосферы входят атмосфера, литосфера (часть земной коры и почва), гидросфера (океаны, моря, реки, озера), флора и фауна.

Биосфера, в которой существует жизнь на нашей планете, складывается из ряда экологических систем. До конца XVII в. между деятельностью человека и природой существовало равновесие. Вырубка лесов, распахивание почв, выброс различных веществ в атмосферу компенсировались природой. Но в последующий период истории производственная деятельность человека привела к нарушению сложившегося экологического равновесия. Загрязнение окружающей среды связано прежде всего с отравлением воды, воздуха, почвы, которое непосредственно влияет на здоровье и самочувствие людей. На рисунке 154 приведены основные типы загрязнений воды и воздуха и их источники.

Химическое загрязнение окружающей среды

Многие химические реакции, о которых шла речь в предыдущих параграфах учебного пособия, осуществляются при производстве химической

Рис. 154. Основные типы загрязнений воды и воздуха

продукции в промышленных масштабах. Химическая промышленность выпускает огромное количество химических веществ и материалов, среди которых пластмассы и минеральные удобрения, синтетические волокна и каучуки, строительные материалы, лаки и краски, моющие средства и лекарства, пищевые добавки, кислоты, щёлочи, соли и др. Технологии их производства никогда не были безотходными и в большинстве своем остаются таковыми и сегодня.

Вредные отходы химических производств выбрасываются в атмосферу, поступают в канализацию, а из нее — в природные водоемы. В результате этого в окружающую среду постоянно и, к сожалению, в очень больших количествах попадают вредные вещества. Это приводит к нарушению естественного баланса веществ на нашей планете и снижает способность природы к саморегуляции. Процессы самоочищения в окружающей среде происходят очень медленно в силу того, что чуждые природе, не встречающиеся в ней ранее химические соединения с трудом включаются в естественные круговороты и пищевые цепи. Бактерии и грибы, солнечный свет и кислород атмосферы попросту не справляются с разложением молекул загрязнителей на более простые и менее вредные соединения. Это уже явилось причиной нежелательных изменений в атмосфере, гидросфере и литосфере Земли, которые негативно сказались на состоянии растительного и животного мира, на здоровье человека.

Загрязнение **воды** приводит к повышению концентрации биогенных элементов (азота, серы, фосфора, калия и др.). Это в свою очередь вызывает бурное развитие водорослей, водоемы превращаются в болота (рис. 154). Загрязнение воды соединениями металлов (свинца, ртути, кадмия, селена и др.) при превышении их ПДК (предельно допустимых концентраций) вызывает серьезные нарушения здоровья людей. Загрязнение органическими веществами промышленного и природного происхождения приводит к уменьшению количества растворенного в воде кислорода, водоемы теряют способность к самоочищению, вода приобретает гнилостный запах, гибнут рыба и другие обитатели водоемов.

Воздействие на **атмосферу** продуктов сжигания топлива из-за содержания в них оксидов углерода,

Рис. 154. Последствия химического загрязнения водоема

Рис. 155. Воздействие кислотных дождей на изделия из мрамора

азота и серы приводит к снижению качества воздуха и вызывает кислотные дожди. Из-за переноса воздушных масс на большие расстояния кислотные дожди могут выпадать за сотни километров от источника загрязнения. Они губительно действуют на строительные сооружения, памятники архитектуры (рис. 155). Выбросы углекислого газа и химических веществ, снижающих содержание озона в верхних слоях атмосферы, могут привести к изменению климата или образованию озоновых дыр. Загрязнение атмосферы может быть связано также с попаданием в нее твердых частиц (цементной пыли, пыли горно-металлургических предприятий и т. д.). Накопление в атмосфере пыли, задерживающей солнечные лучи, способно привести к понижению температуры на Земле.

Загрязнение атмосферы выбросами промышленных предприятий, двигателей внутреннего сгорания и продуктами сгорания твердого топлива в условиях высокой влажности могут приводить к образованию смога в больших городах. Известно много экологических катастроф, связанных с образования смога, которые привели к массовой заболеваемости и гибели людей.

Загрязнение **почвы** возможно не только в случае попадания в нее отходов химических производств или солей тяжелых металлов, но и при неграмотном применении минеральных удобрений и ядохимикатов. Загрязняющие вещества из почвы по пищевым цепочкам способны попадать в организм человека, концентрироваться в нем и приводить к отравлению.

Наконец возможно потенциальное заражение воздуха, воды и почвы *радиоактивными отходами,* образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии. Особое внимание к таким загрязнителям связано с ликвидацией последствий аварий на Чернобыльской АЭС в апреле 1986 г. и на АЭС Фукусима-1 в Японии в 2011 г.

Главная причина загрязнения окружающей среды — безграмотное применение и использование различных процессов, химических веществ и материалов. Поэтому изучение химических и экологических свойств веществ позволяет не только их рационально использовать, но и свести к минимуму отрицательные воздействия на окружающую среду.

Защита окружающей среды

Лучшим способом защиты окружающей среды является применение безотходных или малоотходных технологий. При безотходной технологии рационально используются все компоненты сырья и энергии. В малоотходном производстве вредное воздействие на среду не превышает допустимого уровня. Например, при промышленном синтезе оксида серы(VI) непрореагировавший, экологически опасный сернистый газ SO_2 многократно возвращается в производство.

Примерно с середины 90-х гг. прошлого века в химической промышленности начало развиваться новое научное направление — так называемая *Зеленая химия*, что предполагает вдумчивый отбор исходных материалов и схем процессов, который полностью исключает использование вредных веществ, позволяет получать нужные вещества и материалы, не нанося вреда окружающей среде на всех стадиях производства.

На любом производстве необходимо стремиться к использованию безотходных технологий и предусматривать возможность переработки и утилизации промышленных отходов.

Методы очистки отходов можно разделить на физические, химические и биологические. *К физическим* методам относят фильтрацию, осаждение в специальных отстойниках, промывание, пыле- и газоулавливание и др. *Химические* методы очистки связаны с переводом отходов в нерастворимое или малорастворимое состояние с целью последующей нейтрализации, окисления или восстановления. Например, промышленные отходы хлороводорода можно нейтрализовать содой:

$$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2.$$

Большое значение имеет *биологическая очистка сточных вод* (рис. 156). После отстойников сточные воды помещают в специальные камеры, где через воду пропускают воздух. Это приводит к быстрому росту бактерий, которые питаются органическими примесями в воде. Бактерии образуют массу, называемую активным илом. Этот ил оседает в отстойниках. Степень очистки воды при использовании данного биохимического способа достигает 90 %.

Необходимо отметить, что отходы производства могут рассматриваться как источники *вторичного сырья*. Так, переработка отходов ОАО «Гомельский химический завод» позволит получать гипс, а твердые отходы использовать при строительстве дорог. Металл в виде вторичного сырья

Рис. 156. Биологическая очистка сточных вод

используется уже довольно широко: примерно половина мирового производства связана с его переработкой.

Очень актуальным в последнее время является решение проблемы защиты окружающей среды от бытового мусора — так называемых твердых бытовых отходов (ТБО). В Беларуси ежегодно скапливается около 3 млн т таких отходов. Их количество, приходящееся на одного жителя страны, составляет примерно 2,5 т в год. Как показывает практика, одним из эффективных способов решения данной проблемы является **раздельный сбор бытового мусора** (рис. 157). Он позволяет использовать значительную часть ТБО (битое стекло, пластиковые бутылки, бумагу) для вторичной переработки, значительно упрощает и удешевляет утилизацию других бытовых отходов.

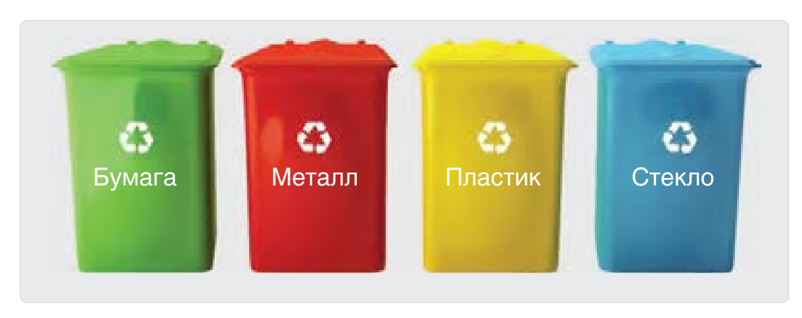


Рис. 157. Контейнеры для раздельного сбора мусора

Загрязнение окружающей среды — это прежде всего отравление воды, воздуха, почвы, непосредственно влияющее на здоровье и самочувствие человека.

Главная проблема загрязнения окружающей среды связана с безграмотным использованием химических веществ.

Наилучшим способом защиты окружающей среды является применение безотходных или малоотходных технологий, комплексная переработка отходов.

Существуют физические, химические и биологические методы очистки отходов.

Вопросы и задания

1. Какое воздействие оказывает производственная деятельность человека на состояние экологического равновесия на Земле?
2. В чем заключается загрязнение окружающей среды? Что является его главной причиной?
3. Перечислите важнейшие источники химического загрязнения воды, воздуха, почвы.
4. Как сказывается химическое загрязнение окружающей среды на здоровье людей?
5. В чем должна заключаться защита окружающей среды от химического загрязнения? Какие меры должны приниматься для решения данной проблемы?
6. Охарактеризуйте физические и химические методы очистки экологически вредных отходов промышленных предприятий.
7. В чем заключается биологическая очистка сточных вод?
8. Охарактеризуйте роль раздельного сбора бытового мусора в решении проблемы защиты окружающей среды.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

ОТВЕТЫ

§ 1 **7.** 14,8 г. **8.** 33 %. **ГО:** **1.** 28,3 г.

§ 5 **1.** 3,7 г. **2.** 51,7 кг. **3.** 11,2 $дм^3$. **4.** 10,8 г. **5.** 250 г. **ГО:** 388 $см^3$.

§ 6 **2.** 0,17 %. **3.** 285,6 $см^3$. **4.** 900 г. **5.** 1184 $см^3$. **6.** 13,5 г. **7.** 0,015.

§ 7 **2.** а), б), в). **7.** 5,8 %. **ГО:** **1.** SO_2. **2.** 30,2 %.

§ 8 **7.** 0,75 моль. **8.** $3,1 \cdot 10^{23}$. **ГО:** **1.** а) 9910 г, 90 г; б) 1,8; в) 0,03 моль.

§ 9 **8.** 50. **ГО:** **1.** 8,4 г; 0,15 моль.

§ 11 **4.** а) 8 моль; б) 15 моль. **6.** 0,2 моль. **7.** 28,4 г. **8.** а) 0,1 моль; б) 4 моль.

§ 12 **7.** 122,5 г. **9.** 14,2 г. **10.** 605 г; 2,5 моль. **ГО:** **1.** Хватит; 45 г.

§ 13 **6.** 16,8 г. **8.** Фиолетовый. **ГО:** **1.** Нет; 46,6 г. **2.** 3,6 моль. **3.** 279,6 г.

§ 15 **2.** 9464 $дм^3$. **3.** 0,78 г на 100 г воды. **4.** 89,6 $дм^3$, $2,4 \cdot 10^{24}$ молекул. **6.** 0,3 моль. **ГО:** **1.** KI 0,69; KBr 0,31. **2.** 4,26 $дм^3$.

§ 16 **4.** 36,2 $дм^3$ водорода, 36,2 $дм^3$ хлора. **5.** 1,53 $дм^3$. **7.** KCl, 3 моль. **ГО:** **1.** 5,6 %.

§ 17 **3.** 27 г, 0,46 моль соли; 2973 г, 165 моль воды. **4.** 645,8 г. **5.** 0,82 моль. **6.** 5,9 %. **7.** а) 2,6 %; б) 0,5 моль/$дм^3$.

§ 18 **4.** Fe_2O_3. **6.** 320 г; 112 $дм^3$. **ГО:** **1.** 14, 64 г. **2.** 32 000 $дм^3$. **3.** 150 $дм^3$ O_2, 50 $дм^3$ CO_2, 100 $дм^3$ SO_2.

§ 19 **6.** 33 %; 50 %; 39 %. **9.** 0,5 моль; 16 г. **ГО:** **2.** 3,3 моль; 74,4 $дм^3$.

§ 20 **3.** 300 моль; 6720 $дм^3$. **5.** 364,3 г $CaSO_4$. **6.** 4,9 т. **ГО:** **1.** 20 % CO_2, 80 % SO_2.

§ 21 **5.** 19 %. **6.** 4,48 $дм^3$.

§ 22 **4.** 270 г. **5.** 12 $дм^3$. **6.** 1,1 кг. **7.** 6,4 %. **ГО:** **1.** 514,5 г.

§ 23 **3.** В водороде. **5.** 0,25 моль; 7 г; 5,6 $дм^3$. **6.** 250 г. **7.** 6 т, 214 286 моль.

§ 24 **6.** 17 %. **8.** 10,7 г. **ГО:** 0,49 моль; 11 $дм^3$.

§ 25 **5.** 40 г HNO_3, 760 г H_2O; 0,79 моль/$дм^3$. **6.** 33,6 $дм^3$. **7.** 406,5 г. **ГО:** **1.** 10,6 %; 1,68 моль/$дм^3$.

§ 26 **6.** 13,2 моль/$дм^3$. **7.** 0,3 г; ≈ 0, 002 моль.

§ 27 **7.** 1,13 моль, 160,46 г; 63,28 $дм^3$.

§ 28 **4.** 980 г. **5.** 62 г. **6.** 116 г. **7.** 7,5 кг.

§ 29 **5.** 30 %. **6.** $2 \cdot 10^5$ моль, 17 т. **7.** 95,6 %. **8.** 69,7 г.

§ 30 **7.** 70 %. **8.** 2 моль, 88 г, 44,8 $дм^3$.

§ 31 **5.** 1568 г CO, 240 г NO. **6.** 1,85 моль. **7.** 3,6 $дм^3$. **8.** а) 171 г; б) 1,9 моль/$дм^3$.

§ 32 **7.** 146 г. **ГО: 1.** 46 % карбоната натрия, 54 % гидрокарбоната натрия. **2.** 0,43 дм^3.

§ 33 **7.** 520 г, 4680 см^3. **8.** 45 дм^3.

§ 34 **4.** $C_4H_8O_3$, 46,2 %. **5.** 80,4 дм^3.

§ 35 **8.** 328,5 дм^3. **ГО:** юноша — 231,2 г, 68 г, 385,4 г; девушка — 202 г, 59,4 г, 336,6 г.

§ 36 **5.** 4,97 кг. **7.** 833 г.

§ 37 **6.** 22,5 г. **7.** 18,25 г.

§ 38 **5.** 4184 моль карбоната кальция, 25 104 моль оксида кремния(IV). **6.** 42,2 кг.

§ 39 **3.** 94 %. **4.** 80 %. **5.** 11,2 дм^3. **6.** 450,3 дм^3. **7.** 1853 моль. **8.** 466,8 г.

§ 40 **8.** 0,034 моль, 0,782 г.

§ 41 **8.** 337,5 г, 1115 г, 983,8 г; железа. **ГО:** ≈ 2,3 см.

§ 42 **6.** а) 9; б) 1,5. **7.** Ti — 1080 г, Al — 72 г, V — 48 г. **8.** 56,9 г. **ГО: 1.** 19,3 дм^3.

§ 43 **7.** 9 г; 11,2 дм^3. **8.** 171,6 г. **ГО:** Fe — 6375 кг, H_2SO_4 — 11 153 кг.

§ 44 **4.** 45,5 дм^3. **5.** 1011,2 г, 1258,4 дм^3. **6.** 0,2 моль, 0,3 моль. **7.** 1,38 раза. **8.** 9,5 г. **ГО: 1.** Zn.

§ 45 **5.** 37 г, 11,2 дм^3. **6.** 6,2 г. **7.** 0,2 моль.

§ 46 **7.** 10,3 г. **ГО: 2.** 40,9 дм^3.

§ 47 **ГО: 1.** 34,2 дм^3.

§ 48 **ГО: 1.** 6,6 %.

§ 49 **6.** 1 кг; 2 кг; 1,43 кг; 0,67 кг.

§ 50 **6.** 0,11 моль. **7.** 3571 г, 35 %. **8.** 57,4 кг. **ГО: 1.** 200,3 г.

§ 51 **5.** 589,7 г, 287,2 дм^3. **6.** 1462,5 г. **7.** 61,6 г.

СОДЕРЖАНИЕ

ГЛАВА 1
ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ 8 КЛАССА

ГЛАВА 2
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

ГЛАВА 3
НЕМЕТАЛЛЫ

ГЛАВА 4
МЕТАЛЛЫ

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич

Василевская Елена Ивановна

Красицкий Василий Анатольевич

Сечко Ольга Ивановна

ХИМИЯ

Учебное пособие для 9 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *Е. В. Литвинович*. Художественный редактор *А. Н. Богушевич*. Техническое редактирование и компьютерная верстка *И. И. Дубровской*. Корректоры *В. С. Бабеня, О. С. Козицкая, Е. П. Тхир, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 07.06.2019. Формат $70 \times 90^1/_{16}$. Бумага офсетная. Гарнитура школьная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 19,89 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 15,02 + 0,38 форз. Тираж 115 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета» Министерства информации Республики Беларусь. Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий № 1/2 от 08.07.2013. Пр. Победителей, 11, 220004, Минск, Республика Беларусь.

ОАО «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа». Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий № 2/3 от 10.09.2018. Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск, Республика Беларусь.

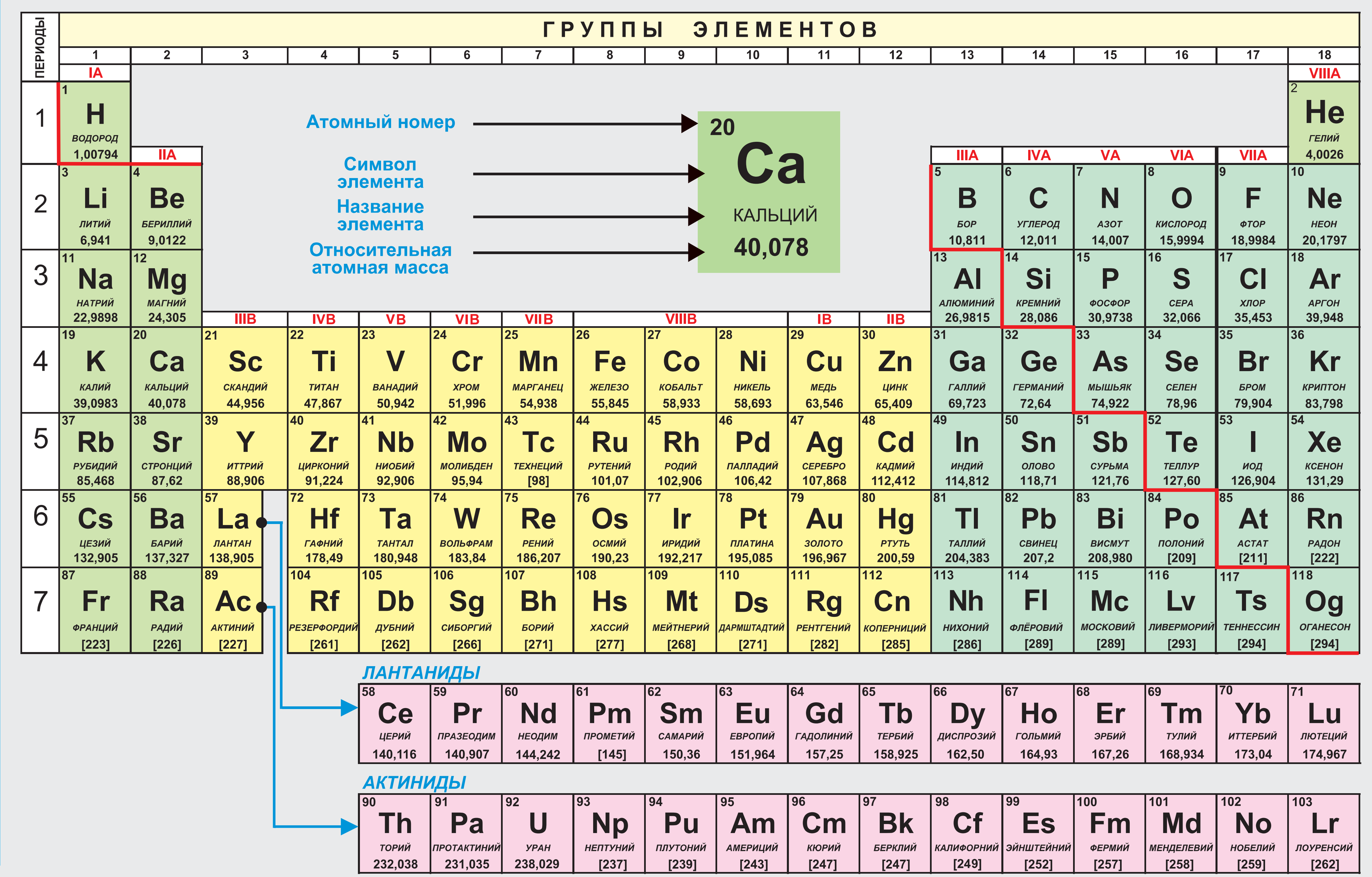
(Название и номер учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия учащегося	Состояние учебного пособия при получении	Оценка учащемуся за пользование учебным пособием
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. Менделеева

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.



ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	1 (IA)	2 (IIA)	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIIIB)	9 (VIIIB)
1	1 H ВОДОРОД 1,00794								
2	3 Li ЛИТИЙ 6,941	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122							
3	11 Na НАТРИЙ 22,9898	12 Mg МАГНИЙ 24,305							
4	19 K КАЛИЙ 39,0983	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078	21 Sc СКАНДИЙ 44,956	22 Ti ТИТАН 47,867	23 V ВАНАДИЙ 50,942	24 Cr ХРОМ 51,996	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,845	27 Co КОБАЛЬТ 58,933
5	37 Rb РУБИДИЙ 85,468	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТТРИЙ 88,906	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224	41 Nb НИОБИЙ 92,906	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,906
6	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,905	56 Ba БАРИЙ 137,327	57 La ЛАНТАН 138,905	72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 W ВОЛЬФРАМ 183,84	75 Re РЕНИЙ 186,207	76 Os ОСМИЙ 190,23	77 Ir ИРИДИЙ 192,217
7	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89 Ac АКТИНИЙ [227]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105 Db ДУБНИЙ [262]	106 Sg СИБОРГИЙ [266]	107 Bh БОРИЙ [271]	108 Hs ХАССИЙ [277]	109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]

ПЕРИОДЫ	10 (VIIIB)	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
1									2 He ГЕЛИЙ 4,0026
2				5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,9984	10 Ne НЕОН 20,1797
3				13 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,9738	16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948
4	28 Ni НИКЕЛЬ 58,693	29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,409	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,64	33 As МЫШЬЯК 74,922	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,798
5	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,412	49 In ИНДИЙ 114,812	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,76	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,904	54 Xe КСЕНОН 131,29
6	78 Pt ПЛАТИНА 195,085	79 Au ЗОЛОТО 196,967	80 Hg РТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,383	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,980	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [211]	86 Rn РАДОН [222]
7	110 Ds ДАРМШТАДТИЙ [271]	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [282]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [286]	114 Fl ФЛЁРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕССИН [294]	118 Og ОГАНЕСОН [294]

ЛАНТАНИДЫ

58 Ce ЦЕРИЙ 140,116	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,907	60 Nd НЕОДИМ 144,242	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,36	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,964	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25
65 Tb ТЕРБИЙ 158,925	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967

АКТИНИДЫ

90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,035	92 U УРАН 238,029	93 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [239]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]
97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [262]

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																	
	K^+	Na^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	H^+	
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р	–	Р	*Сильные кислоты*
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_4^{2-}	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	–	–	–	–	Р	*Слабые кислоты*
F^-	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р	–	М	Р	М	Р	
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	–	–	–	–	–	–	–	–	Р	
$HCOO^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
CO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Р	
S^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	М	
SiO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	–	Н	
OH^-	Р	Р	Р	М	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	Н	H_2O	
	Сильные основания				*Слабые основания*													

Ряд активности металлов

Восстановительные свойства усиливаются ←

K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	(H_2)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	(H_2)	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}

→ Окислительные свойства усиливаются